ХІМІЯ

Падручнік
для 10 класа ўстаноў агульнай сярэдняй адукацыі
з беларускай мовай навучання

Пад рэдакцыяй І. Я. Шымановіча

Зацверджана Міністэрствам адукацыі
Рэспублікі Беларусь

Мінск
«Адукацыя і выхаванне»
2013

УДК 54(075.3=161.3)
ББК 24я721
Х46

Аўтары: І. Я. Шымановіч, А. І. Васілеўская, В. А. Красіцкі, В. І. Сячко, В. М. Хвалюк

Пераклад з рускай мовы *А. Ф. Конышавай*

Рэцэнзенты: намеснік дырэктара па навуковай рабоце дзяржаўнай навуковай установы «Інстытут агульнай і неарганічнай хіміі Нацыянальнай акадэміі навук Беларусі» доктар хімічных навук, прафесар *А. І. Кулак*; настаўнік хіміі вышэйшай катэгорыі дзяржаўнай установы адукацыі «Гімназія № 29 г. Мінска» *А. А. Бялова*

Х46 **Хімія** : падруч. для 10-га кл. устаноў агул. сярэд. адукацыі з беларус. мовай навучання / І. Я. Шымановіч [і інш.]; пад рэд. І. Я. Шымановіча; пер. з рус. мовы А. Ф. Конышавай. — Мінск : Адукацыя і выхаванне, 2013. — 296 с. : іл.

ISBN 978-985-471-582-7.

Папярэдняе выданне пад назвай «Хімія, 11» выйшла ў 2008 г.

УДК 54(075.3=161.3)
ББК 24я721

ISBN 978-985-471-582-7

Дарагія сябры!

У гэтым навучальным годзе, абапіраючыся на вопыт вывучэння хіміі, які вы маеце, на веды, атрыманыя на ўроках фізікі, матэматыкі, біялогіі, вы працягнеце знаёмства з асновамі неарганічнай хіміі, якое пачалі ў папярэднія гады. Выкарыстоўваючы гэты падручнік, вы больш дэталёва пазнаёміцеся з уласцівасцямі многіх неарганічных рэчываў, з асаблівасцямі іх будовы і заканамернасцямі іх хімічных ператварэнняў. Гэта дазволіць вам глыбей пранікнуць у цікавы, шматгранны і дзіўны свет неарганічнай хіміі, якая валодае магутным навуковым і вытворчым патэнцыялам. Адкрыцці, зробленыя хімікамі-неарганікамі, леглі ў аснову новых прагрэсіўных тэхналогій, якія дазваляюць атрымліваць невядомыя раней рэчывы і матэрыялы на іх аснове з унікальнымі ўласцівасцямі. Яны ўжо знаходзяць практычнае прымяненне ў многіх галінах навукі і тэхнікі.

Больш глыбока, чым у папярэднія гады, вы вывучыце пытанні, звязаныя з роляй хіміі ў сучасным грамадстве, з вырашэннем многіх экалагічных і навукова-тэхнічных праблем развіцця хіміі ў нашай краіне.

Малюнкі і табліцы, якія знаходзяцца ў падручніку, дапамогуць вам уявіць працэсы, якія разглядаюцца ў тэксце, праілюструюць фізічныя і хімічныя ўласцівасці розных рэчываў. Інфармацыя, размешчаная ў табліцах, мае даведачны характар і, як правіла, не прызначана для запамінання.

Пасля кожнага параграфа прыведзены падагульняльныя вывады — самае галоўнае, што трэба засвоіць у выніку вывучэння дадзенай тэмы. Калі вам неабходна ўспомніць ці паўтарыць які-небудзь вучэбны матэрыял, асобныя паняцці або тэрміны, звярніцеся да прадметнага паказальніка напрыканцы кнігі.

Пытанні і заданні, што прызначаны для самастойнай работы, дыферэнцыраваны па ўзроўнях складанасці. Большасць заданняў дастаткова простыя і даступныя кожнаму з вас пасля вывучэння тэксту параграфа. Разам з тым ёсць і больш складаныя заданні, яны адзначаны зорачкай (*), выкананне якіх таксама заснавана на вучэбным матэрыяле гэтага выдання.

У падручніку вы сустрэнеце ўмоўныя абазначэнні:

азначэнні і правілы;

цікава ведаць.

Напрыканцы кнігі прыводзяцца адказы на разліковыя задачы і прадметны паказальнік.

Жадаем вам поспехаў у вывучэнні хіміі!

Аўтары

Раздзел I

ВАЖНЕЙШЫЯ КЛАСЫ НЕАРГАНІЧНЫХ РЭЧЫВАЎ

§ 1. Важнейшыя класы і наменклатура неарганічных рэчываў

На сёння вядома каля 400 тысяч розных неарганічных рэчываў, сярод якіх ёсць знаёмыя вам злучэнні чатырох важнейшых класаў — аксіды, кіслоты, асновы і солі. Іх сучасныя назвы складаюцца ў адпаведнасці з правіламі, якія прапанаваў Міжнародны саюз чыстай (тэарэтычнай) і прыкладной хіміі (IUPAC)[1]. Сукупнасць гэтых правілаў, якімі карыстаюцца хімікі ўсіх краін, называецца *міжнароднай, або сістэматычнай, наменклатурай*. У адпаведнасці з яе нормамі для складання назвы неарганічнага рэчыва яго хімічную формулу ўмоўна падзяляюць на дзве супрацьлегла зараджаныя складальныя — электрададатную і электраадмоўную.

Міжнародныя (сістэматычныя) назвы аксідаў, кіслот, асноў і солей складаюцца з састаўных частак у назоўным склоне, якія злучаюцца дэфісам. IUPAC прапануе пры гэтым спачатку ўказваць назву электрададатнай, а потым электраадмоўнай састаўляючай, чытаючы формулу ў накірунку *злева направа*, напрыклад: CuO — медзь(II)-аксід, $NaCl$ — натрый-хларыд, $Al(OH)_3$ — алюміній-гідраксід, $Ca(NO_3)_2$ — кальцый-нітрат, H_2SO_4 — вадарод-сульфат. Такія назвы, аднак, сустракаюцца толькі ў замежнай хімічнай літаратуры. Традыцыйна выкарыстоўваецца адваротны парадак састаўлення

---

[1] IUPAC (ЮПАК) — ад першых літар англійскай назвы гэтай арганізацыі — **I**nternational **U**nion **P**ure and **A**pplied **C**hemistry.

назваў складаных рэчываў — формулы чытаюцца ў накірунку *справа налева*. Спачатку даецца назва электраадмоўнай часткі ў назоўным склоне, а потым без дэфіса называецца электрададатная частка ў родным склоне: CuO — аксід медзі(II), NaCl — хларыд натрыю, $Al(OH)_3$ — гідраксід алюмінію, $Ca(NO_3)_2$ — нітрат кальцыю, H_2SO_4 — сульфат вадароду. Што тычыцца кіслародзмяшчальных кіслот, то IUPAC дазваляе выкарыстоўваць іх ***традыцыйныя*** (г. зн. тыя, якія сталі прывычнымі) назвы. Яны складзены не ў адпаведнасці з нормамі IUPAC, але ж часткова адлюстроўваюць **якасны склад** кіслот і іх прыналежнасць да аднаго класа. Напрыклад, H_2SO_4 — **серная** кіслата, HNO_3 — **азотная** кіслата, H_3PO_4 — **фосфарная** кіслата.

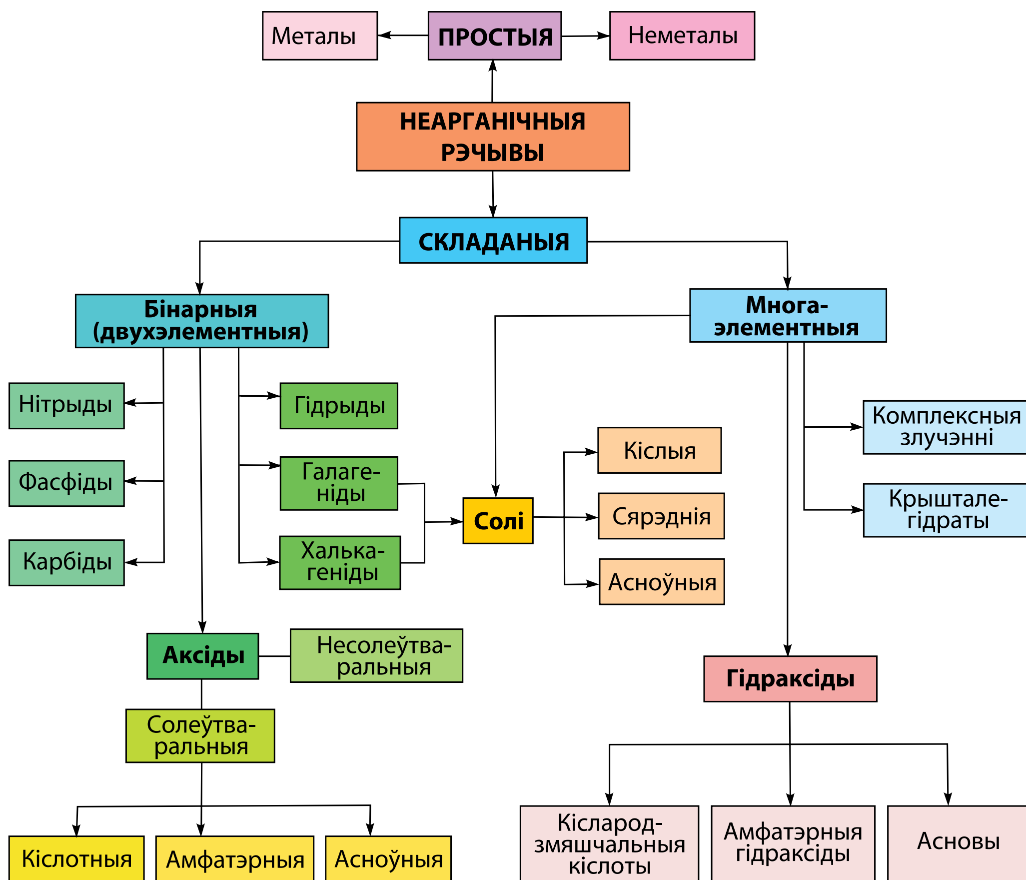
Акрамя гэтага, для шэрагу рэчываў, якія знаходзяць шырокае практычнае прымяненне, нормамі IUPAC прадугледжана выкарыстанне ***спецыяльных*** назваў. Напрыклад, NH_3 — аміяк, H_2O — вада, H_2S — серавадарод, HCl — хлоравадарод, CH_4 — метан.

У практычнай дзейнасці разам з міжнароднымі, трацыцыйнымі і спецыяльнымі назвамі хімікі часам выкарыстоўваюць і састарэлыя ***трывіяльныя*** (г. зн. «нехімічныя») назвы рэчываў. Гэта, напрыклад, *чылійская салетра, олеум, чадны газ, сусальнае золата*. Да трывіяльных адносяцца назвы мінералаў, напрыклад FeS_2 — пірыт, NaCl — галіт. Хоць IUPAC рэкамендуе адмовіцца ад ужывання такіх назваў, яны яшчэ дастаткова шырока распаўсюджаны. Некаторыя з іх вы сустрэнеце ў гэтым падручніку.

Зараз разгледзім класіфікацыю неарганічных рэчываў, сцісла ахарактарызуем іх састаў і важнейшыя ўласцівасці, прывядзём прыклады назваў.

Як вы ўжо ведаеце, усе неарганічныя рэчывы падзяляюцца на ***простыя*** (складаюцца з атамаў аднаго элемента) і ***складаныя*** (складаюцца з атамаў двух або болей элементаў). Простыя рэчывы, у сваю чаргу, падзяляюцца на ***металы*** і ***неметалы***. Назвы простых рэчываў, як правіла, супадаюць з назвамі адпаведных хімічных элементаў, напрыклад жалеза, крэмній, натрый, кісларод, хлор. Выключэнне састаўляюць назвы алатропных мадыфікацый вугляроду (алмаз, графіт, карбін, фулерэн) і алатропнай мадыфікацыі кіслароду (азон).

Складаныя неарганічныя рэчывы падзяляюцца на ***бінарныя***, у састаў якіх уваходзяць атамы двух элементаў, і ***многаэлементныя***, якія ўтвораны атамамі трох ці большай колькасці элементаў. Усе такія рэчывы класіфікуюцца на аснове іх складу і ўласцівасцей (мал. 1).



Мал. 1. Схема класіфікацыі неарганічных рэчываў

Бінарныя злучэнні (ад лацінскага *bi* (бі) — два) складаюцца з атамаў *двух* хімічных элементаў. Калі ў састаў бінарнага рэчыва ўваходзяць атамы металу, то яго сімвал у хімічнай формуле дадзенага рэчыва запісваецца першым, напрыклад NaH, Mg_3H_2, AlP, K_2S. Калі ж бінарнае злучэнне ўтворана атамамі двух неметалаў, то ў формуле рэчыва на першым месцы запісваецца знак элемента, які размяшчаецца *лявей* у радзе:

B, Si, C, As, P, H, Te, Se, S, I, Br, Cl, N, O, F.

Прыклады формул: H_2O, CCl_4, P_2S_5, $SeCl_2$, I_3N, NF_3, OF_3. Выключэннем з гэтага правіла з'яўляецца аміяк, формула якога традыцыйна запісваецца ў адваротным парадку — NH_3 замест H_3N.

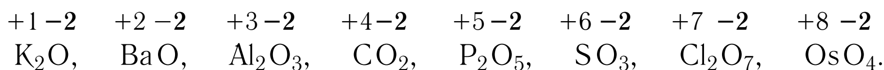
У хімічнай літаратуры міжнародныя назвы складаных рэчываў, у тым ліку і бінарных, састаўляюць па іх хімічных формулах у напрамку справа налева. Яны ўключаюць у сябе два словы. Першае з іх складаецца з кораня лацінскай назвы «правага» элемента і *суфікса* **-ыд-** або **-ід-**. Другое слова — назва «левага» элемента на беларускай мове ў родным склоне. Прыклады назваў: NaCl — хлар**ыд** натрыю, CaH_2 — гідр**ыд** кальцыю, Mg_3N_2 — нітр**ыд** магнію, AlP — фасф**ід** алюмінію, K_2S — сульф**ід** калію, OF_2 — фтар**ыд** кіслароду.

Да важнейшых бінарных неарганічных злучэнняў адносяцца *аксіды*, *галагеніды* (фтарыды, хларыды, браміды, ёдыды), *халькагеніды* (сульфіды, селеніды, тэлурыды), *нітрыды*, *фасфіды*, *карбіды*, *гідрыды*. З іх у прыродзе больш за ўсё распаўсюджаны аксіды, галагеніды і халькагеніды. Яны знаходзяць шырокае практычнае прымяненне.

Аксіды

! Аксіды — бінарныя злучэнні атамаў розных элементаў з атамамі кіслароду.

Нагадаем, што ступень акіслення атамаў кіслароду ў аксідах роўна **−2**:



$$\overset{+1\,-2}{K_2O},\quad \overset{+2\,-2}{BaO},\quad \overset{+3\,-2}{Al_2O_3},\quad \overset{+4\,-2}{CO_2},\quad \overset{+5\,-2}{P_2O_5},\quad \overset{+6\,-2}{SO_3},\quad \overset{+7\,-2}{Cl_2O_7},\quad \overset{+8\,-2}{OsO_4}.$$

Аксіды разнастайныя па будове і фізічных уласцівасцях. Аксіды *малекулярнай будовы* ў звычайных умовах — газы (аксід вугляроду(IV) CO_2) або лятучыя вадкасці (вада). Аксіды *немалекулярнай будовы* — цвёрдыя крышталічныя рэчывы з высокімі тэмпературамі плаўлення (аксід крэмнію(IV) SiO_2).

У аснове класіфікацыі аксідаў ляжаць іх важнейшыя хімічныя ўласцівасці (табл. 1).

Т а б л і ц а 1. **Класіфікацыя аксідаў па іх хімічных уласцівасцях**

Аксіды			
Солеўтваральныя			**Несолеўтваральныя**
асноўныя	**амфатэрныя**	**кіслотныя**	
Li_2O, Na_2O, MgO, CaO, CuO, FeO	ZnO, BeO, PbO, SnO, Al_2O_3, Cr_2O_3	SO_3, CO_2, P_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7	CO, NO, N_2O

Дзяленне аксідаў на солеўтваральныя і несолеўтваральныя заснавана на іх здольнасці ўтвараць або не ўтвараюць солі ў рэакцыях з кіслотамі або шчолачамі. Да солеўтваральных адносяцца асноўныя, амфатэрныя і кіслотныя аксіды.

Агульная ўласцівасць усіх асноўных аксідаў — здольнасць рэагаваць з кіслотамі з утварэннем солі і вады:

$$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O; \qquad CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O.$$

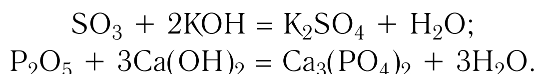
Практычна ўсе асноўныя аксіды рэагуюць з кіслотнымі аксідамі, утвараючы сярэднія солі. Напрыклад:

$$MgO + SO_3 = MgSO_4; \qquad 3Na_2O + P_2O_5 = 2Na_3PO_4.$$

Асноўныя аксіды шчолачных і шчолачна-зямельных металаў рэагуюць з вадой з утварэннем адпаведных асноў:

$$K_2O + H_2O = 2KOH; \qquad CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Агульная ўласцівасць усіх кіслотных аксідаў — узаемадзеянне са шчолачамі з утварэннем солі і вады:



$$SO_3 + 2KOH = K_2SO_4 + H_2O;$$
$$P_2O_5 + 3Ca(OH)_2 = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O.$$

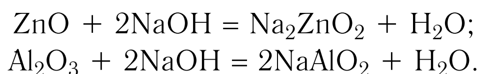
Практычна ўсе кіслотныя аксіды рэагуюць з асноўнымі аксідамі з утварэннем сярэдніх солей. За выключэннем SiO_2 кіслотныя аксіды ўзаемадзейнічаюць з вадой, утвараючы адпаведныя кіслародзмяшчальныя кіслоты:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4; \qquad N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3.$$

Амфатэрныя аксіды ўступаюць у рэакцыі як з кіслотамі, так і са шчолачамі. У рэакцыях з кіслотамі яны праяўляюць уласцівасці асноўных аксідаў:

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O; \qquad Al_2O_3 + 6HNO_3 = 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O.$$

У рэакцыях са шчолачамі ZnO і Al_2O_3 паводзяць сябе як кіслотныя аксіды, утвараючы пры сплаўленні солі ўмоўных кіслот H_2ZnO_2 і $HAlO_2$:



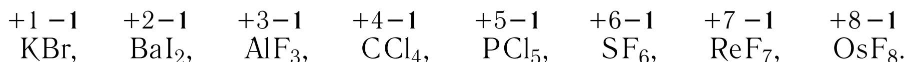
$$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O;$$
$$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O.$$

Несолеўтваральныя аксіды з кіслотамі і шчолачамі не рэагуюць.

Галагеніды

! Галагеніды — бінарныя злучэнні атамаў розных элементаў з атамамі галагéнаў (F, Cl, Br, I) — элементаў групы VIIA.

Ступень акіслення атамаў галагенаў у галагенідах роўна **−1**:



$$\overset{+1\,-1}{KBr},\quad \overset{+2\,-1}{BaI_2},\quad \overset{+3\,-1}{AlF_3},\quad \overset{+4\,-1}{CCl_4},\quad \overset{+5\,-1}{PCl_5},\quad \overset{+6\,-1}{SF_6},\quad \overset{+7\,-1}{ReF_7},\quad \overset{+8\,-1}{OsF_8}.$$

Галагеніды разнастайныя па будове і фізічных якасцях. *Галагеніды неметалаў* з'яўляюцца злучэннямі малекулярнай будовы. Пры звычайных умовах — гэта газы (фтарыд серы(VI) SF_6), вадкасці (хларыд вугляроду(IV)

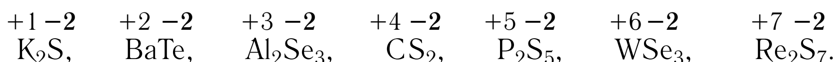
CCl_4) або легкаплаўкія цвёрдыя рэчывы (хларыд фосфару(V) PCl_5). Асобную групу складаюць газападобныя (пры пакаёвай тэмпературы) галагеніды вадароду, або *галагенавадароды,* HF, HCl, HBr і HI. Іх водныя растворы з'яўляюцца бескіслароднымі кіслотамі і называюцца адпаведна *фторавадароднай* (пла́вікавай), *хлоравадароднай* (салянай), *бромавадароднай* і *ёдавадароднай* кіслотамі. Солі гэтых кіслот — фтарыды, хларыды, браміды, ёдыды.

Галагеніды большасці металаў — цвёрдыя тугаплаўкія рэчывы немалекулярнай будовы. Яны з'яўляюцца солямі вышэйназваных кіслот: AlF_3 — фтарыд алюмінію, NaCl — хларыд натрыю (павараная соль), $CaBr_2$ — брамід кальцыю, AgI — ёдыд серабра.

Халькагеніды

Халькагеніды — бінарныя злучэнні атамаў розных элементаў з атамамі халькаге́наў (S, Se, Te) — элементаў групы VIA.

Ступень акіслення атамаў халькагенаў у халькагенідах роўна **−2**:



$\overset{+1}{K_2}\overset{-2}{S}$, $\overset{+2}{Ba}\overset{-2}{Te}$, $\overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{Se_3}$, $\overset{+4}{C}\overset{-2}{S_2}$, $\overset{+5}{P_2}\overset{-2}{S_5}$, $\overset{+6}{W}\overset{-2}{Se_3}$, $\overset{+7}{Re_2}\overset{-2}{S_7}$.

Халькагеніды разнастайныя па будове і фізічных уласцівасцях. Халькагенідаў *малекулярнай будовы* няшмат. Пры пакаёвай тэмпературы яны існуюць у выглядзе газаў (серавадарод H_2S, H_2Se) або вадкасцей (CS_2).

Вадародныя злучэнні халькагенаў маюць агульную назву — *халькагенавадароды*. Іх водныя растворы называюцца адпаведна серавадароднай і селенавадароднай кіслотамі. Солі гэтых кіслот — сульфіды, селеніды.

Большасць халькагенідаў адносяцца да рэчываў *немалекулярнай будовы*. Пры звычайных умовах — гэта цвёрдыя тугаплаўкія рэчывы. Сярод іх перавагу маюць халькагеніды металаў, якія з'яўляюцца солямі вышэйназваных халькагенавадародных кіслот. Напрыклад: K_2S — сульфід калію, MgSe — селенід магнію.

Менш распаўсюджанымі, чым аксіды, галагеніды і халькагеніды, з'яўляюцца злучэнні атамаў розных элементаў з атамамі азоту — *нітрыды* ($\overset{+1}{Li_3}\overset{-3}{N}$, $\overset{+2}{Ba_3}\overset{-3}{N_2}$); з атамамі фосфару — *фасфіды* ($\overset{+1}{Na_3}\overset{-3}{P}$, $\overset{+2}{Ca_3}\overset{-3}{P_2}$); з атамамі вугляроду — *карбіды* ($\overset{+3}{Al_4}\overset{-4}{C_3}$, $\overset{+4}{Si}\overset{-4}{C}$); з атамамі вадароду — *гідрыды* ($\overset{+1}{K}\overset{-1}{H}$, $\overset{+4}{Si}\overset{-1}{H_4}$).

Складаныя неарганічныя рэчывы дзеляцца на дзве вялікія групы — бінарныя і многаэлементныя злучэнні. Да бінарных рэчываў адносяцца аксіды, галагеніды, халькагеніды, нітрыды, фасфіды, карбіды, гідрыды.

Пытанні і заданні

1. Састаўце па тры формулы бінарных рэчываў адпаведных класаў, назвы якіх прыведзены на малюнку 1. Назавіце гэтыя рэчывы.

2. З прапанаваных аксідаў — CO, K_2O, P_2O_5, N_2O, SO_3, Al_2O_3, BaO, ZnO, Mn_2O_7, NO, N_2O_5 — неабходна выбраць асноўныя, амфатэрныя, кіслотныя аксіды. Назавіце іх.

3. Напішыце формулы кіслот, якія адпавядаюць кіслотным аксідам з задання 2. Назавіце гэтыя кіслоты і вызначце іх асноўнасць.

4. Якія з аксідаў, пазначаных у заданні 2, рэагуюць з кіслотамі? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.

5. Якія з аксідаў, пазначаных у заданні 2, рэагуюць са шчолачамі? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.

6. Які састаў маюць умоўныя кіслоты, што адпавядаюць амфатэрным аксідам BeO і Cr_2O_3? Напішыце ўраўненні рэакцый гэтых аксідаў з гідраксідам калію.

7. Запішыце па дзве формулы многаэлементных злучэнняў адпаведных класаў, назвы якіх прыведзены на малюнку 1.

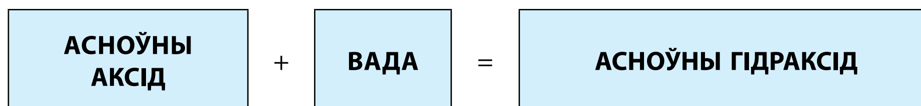
§ 2. Многаэлементныя злучэнні

У адрозненне ад бінарных многаэлементныя злучэнні складаюцца з атамаў трох ці большай колькасці хімічных элементаў. Да іх адносяцца гідраксіды (кіслародзмяшчальныя кіслоты і асновы), большасць солей, крышталегідраты, комплексныя злучэнні.

Тэрмін ***гідраксіды*** (***гідр***аты а***ксід***аў) у сучаснай неарганічнай хіміі выкарыстоўваецца як абагульняючая назва двух класаў рэчываў — *асноў* і *кіслародзмяшчальных кіслот*. Да асноў адносяцца асноўныя гідраксіды, да кіслародзмяшчальных кіслот — кіслотныя гідраксіды. Вы ўжо ведаеце, што некаторыя з гэтых рэчываў утвараюцца пры ўзаемадзеянні адпаведных аксідаў з вадой:

Нягледзячы на тое што не ўсе аксіды рэагуюць з вадой, кожнаму з іх адпавядае гідраксід. Паколькі аксіды дзеляцца на *асноўныя*, *кіслотныя* і *амфатэрныя*, то і адпаведныя ім гідраксіды таксама падзяляюцца на *асноўныя*, *кіслотныя* і *амфатэрныя*.

З вялікай групы ***асноўных гідраксідаў*** толькі некаторыя ўтвараюцца пры гідратацыі асноўных аксідаў:

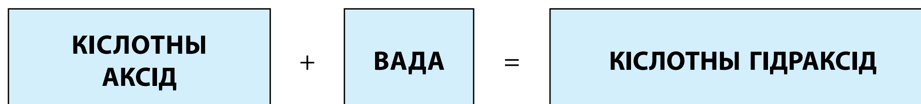


Гэта, напрыклад, гідраксіды шчолачных (Li, Na, K, Rb, Cs) і шчолачназямельных (Ca, Sr, Ba) металаў, якія адносяцца да шчолачаў:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH; \qquad SrO + H_2O = Sr(OH)_2.$$

Асноўныя гідраксіды іншых металаў, напрыклад $Fe(OH)_2$, $Cr(OH)_2$, $Bi(OH)_3$, можна атрымаць узаемадзеяннем солей названых металаў са шчолачамі.

Практычна ўсе ***кіслотныя гідраксіды*** (кіслародзмяшчальныя кіслоты), акрамя H_2SiO_3, утвараюцца пры гідратацыі адпаведных кіслотных аксідаў:



Так можна атрымаць кіслотныя гідраксіды неметалаў і некаторых металаў, напрыклад:

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3; \qquad Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4.$$

Амфатэрныя гідраксіды, напрыклад такія, як $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, нельга атрымаць гідратацыяй адпаведных аксідаў. Яны ўтвараюцца пры ўзаемадзеянні солей названых металаў са шчолачамі.

Такім чынам, асноўныя, кіслотныя і амфатэрныя гідраксіды з'яўляюцца гідратамі адпаведных аксідаў:

$NaOH$ — **гідраксід** натрыю — **гідр**ат **аксід**у натрыю;

H_2SO_4 — **гідраксід** серы(VI), або серная кіслата, — **гідр**ат **аксід**у серы(VI);

$Al(OH)_3$ — **гідраксід** алюмінію — **гідр**ат **аксід**у алюмінію.

Да назвы «гідраксід натрыю» вы ўжо прывыклі, а вось назва *«гідраксід серы(VI)»*, хутчэй за ўсё, здаецца вам нязвыклай, паколькі рэчыва з формулай H_2SO_4 мы заўсёды называем «серная кіслата». Справа ў тым, што ўжо даўно ўсе кіслотныя гідраксіды традыцыйна называюцца кіслотамі. Напрыклад, рэчыва H_2SiO_3 часцей называюць не гідраксідам крэмнію(IV), а крэмніевай кіслатой; рэчыва H_3PO_4 — не гідраксідам фосфару(V), а фосфарнай кіслатой.

Кіслоты (кіслотныя гідраксіды)

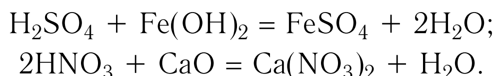
! Кіслоты — складаныя рэчывы, у састаў якіх уваходзяць атамы вадароду, здольныя замяшчацца атамамі металаў, і кіслотныя астаткі.

Традыцыйныя назвы кіслот на беларускай мове складаюцца з двух слоў. Першае з іх — прыметнік, які ўтвораны *корнем* назвы кіслотаўтваральнага элемента на беларускай мове, *суфіксам* **-н-** або **-іст-** і *канчаткам* **-ая-**. Другое слова — «кіслата». Калі ступень акіслення атамаў кіслотаўтваральнага элемента максімальная (г. зн. роўна нумару групы А), то ў назвах кіслот прысутнічае суфікс **-н-**, **-ав-** або **-ев-**: H_3PO_4 — фосфар**н**ая, H_2CrO_4 — хром**ав**ая, H_2SiO_3 — крэмні**ев**ая кіслоты. Калі ступень акіслення названых атамаў меншая за максімальную, то выкарыстоўваюцца суфіксы **-ыст-**, **-ават-** і **-аваціст-**: H_3PO_3 — фасфар**ыст**ая, $HClO_3$ — хларн**ават**ая, HBrO — бромн**аваціст**ая кіслоты.

Лік атамаў вадароду ў формулах кіслот называецца іх *асноўнасцю*. У адпаведнасці з гэтым HNO_3 — **адна**асноўная, H_2SO_4 — **двух**асноўная, H_3PO_4 — **трох**асноўная кіслоты.

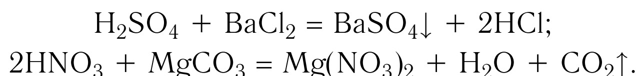
Усе кіслоты — рэчывы малекулярнай будовы. Некаторыя з іх, напрыклад вугальная і сярністая кіслоты (H_2CO_3, H_2SO_3), у выглядзе індывідуальных рэчываў невядомыя і існуюць толькі ў водных растворах, г. зн. у сумесях з вадой. Іншыя кіслоты існуюць у бязводным стане і пры пакаёвай тэмпературы ўяўляюць сабой вадкасці (H_2SO_4, HNO_3) або цвёрдыя рэчывы (H_3PO_4, H_2SiO_3). Большасць кіслот добра раствараюцца ў вадзе.

Важнейшая хімічная ўласцівасць усіх кіслародзмяшчальных кіслот — здольнасць утвараць солі пры ўзаемадзеянні з асновамі і асноўнымі аксідамі. Напрыклад:



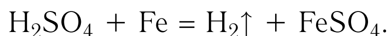
$$H_2SO_4 + Fe(OH)_2 = FeSO_4 + 2H_2O;$$
$$2HNO_3 + CaO = Ca(NO_3)_2 + H_2O.$$

Многія кіслародзмяшчальныя кіслоты ўступаюць у рэакцыі з солямі:



$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl;$$
$$2HNO_3 + MgCO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Акрамя таго, названыя кіслоты (акрамя HNO_3) рэагуюць з металамі, якія размешчаны ў радзе актыўнасці лявей за $\mathbf{H_2}$, з утварэннем вадароду і солей:



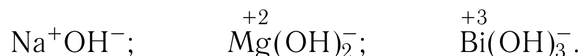
$$H_2SO_4 + Fe = H_2\uparrow + FeSO_4.$$

Пры адшчапленні іонаў вадароду ад малекул кіслот утвараюцца адмоўна зараджаныя *кіслотныя астаткі*. Іх агульная колькасць супадае з асноўнасцю кіслаты. Напрыклад, трохасноўнай фосфарнай кіслаце адпавядаюць тры кіслотныя астаткі — $(H_2PO_4)^-$, $(HPO_4)^{2-}$ и $(PO_4)^{3-}$.

Асновы

Асновы — складаныя рэчывы, якія складаюцца з атамаў металаў і гідроксагруп ОН.

Нагадаем, што зарад групы ОН роўны **1−**:



$$Na^{+}OH^{-}; \quad \overset{+2}{Mg}(OH)_2^{-}; \quad \overset{+3}{Bi}(OH)_3^{-}.$$

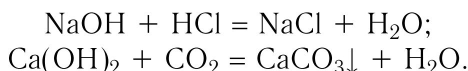
Назвы асноў складаюцца з двух слоў, першае з якіх — «гідраксід», а другое — назва металу на беларускай мове ў родным склоне. Напрыклад:

NaOH — гідраксід **натрыю**; **Mg**$(OH)_2$ — гідраксід **магнію**.

Лік груп ОН у формулах асноў называецца іх *кіслотнасцю*. У адпаведнасці з гэтым КОН — **адна**кіслотная, $Ba(OH)_2$ — **двух**кіслотная, $Fe(OH)_3$ — **трох**кіслотная асновы.

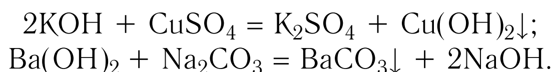
Усе асновы — цвёрдыя рэчывы немалекулярнай будовы. Некаторыя з іх, напрыклад NaOH, КОН, $Ba(OH)_2$, растваraюцца ў вадзе і маюць агульную назву — *шчолачы*.

Важнейшая хімічная ўласцівасць асноў — здольнасць утвараць солі пры ўзаемадзеянні з кіслотамі і кіслотнымі аксідамі. Напрыклад:



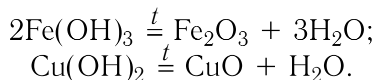
$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O;$$
$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Акрамя гэтага, растваральныя асновы (шчолачы) рэагуюць з солямі. Напрыклад:



$$2KOH + CuSO_4 = K_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow;$$
$$Ba(OH)_2 + Na_2CO_3 = BaCO_3\downarrow + 2NaOH.$$

Нерастваральныя асновы пры награванні раскладаюцца з утварэннем адпаведных аксідаў металаў і вады:

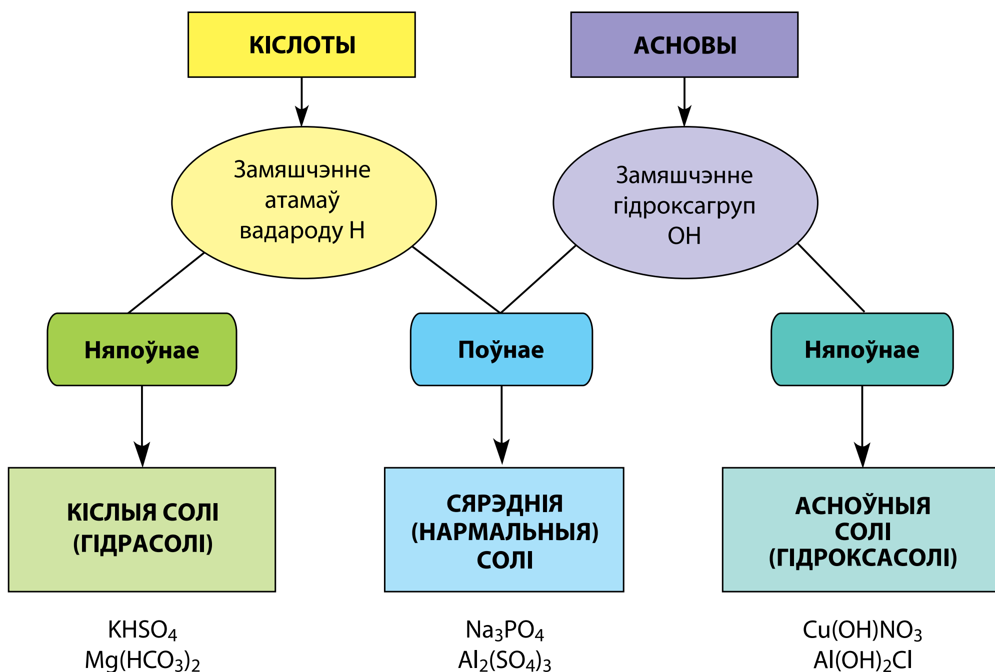


$$2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O;$$
$$Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O.$$

Солі

Солі можна разглядаць як прадукты *замяшчэння атамаў вадароду ў кіслотах металамі або груп ОН у асновах кіслотнымі астаткамі*. У залежнасці ад ступені замяшчэння атамаў вадароду ў малекулах кіслот або гідроксагруп ОН у формульных адзінках асноў солі класіфікуюцца наступным чынам (гл. мал. 2).

Назва кожнай солі на беларускай мове складаецца з двух слоў, першае з якіх — сістэматычная назва кіслотнага астатку ў назоўным склоне, а дру-



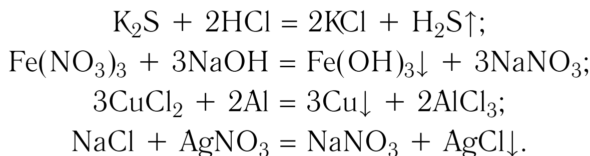
Мал. 2. Схема ўтварэння і класіфікацыі солей

гое — назва асноўнага астатку на беларускай мове ў родным склоне. Прыклады назваў:

- *сярэдніх солей*: $\overset{+2}{Fe}SO_4$ — сульфат жалеза(II); $Zn(NO_3)_2$ — нітрат цынку;
- *кіслых солей*: $Mg(HCO_3)_2$ — гідракарбанат магнію; $Ca(H_2PO_4)_2$ — дыгідрафасфат кальцыю;
- *асноўных солей*: $(ZnOH)_2SO_4$ — сульфат гідроксацынку; $Al(OH)_2NO_3$ — нітрат дыгідроксаалюмінію.

Усе солі — цвёрдыя крышталічныя рэчывы немалекулярнай будовы, большасць з іх добра растваряюцца ў вадзе.

Важнейшыя хімічныя ўласцівасці солей — іх узаемадзеянне з кіслотамі, шчолачамі, металамі, іншымі солямі. Напрыклад:



$$K_2S + 2HCl = 2KCl + H_2S\uparrow;$$
$$Fe(NO_3)_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3;$$
$$3CuCl_2 + 2Al = 3Cu\downarrow + 2AlCl_3;$$
$$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl\downarrow.$$

Комплексныя злучэнні

Некаторыя складаныя рэчывы розных класаў, злучаючыся адзін з адным, утвараюць асаблівыя, яшчэ больш складаныя злучэнні, якія называюцца *комплекснымі* (ад лац. *complexus* — спалучэнне). Яны належаць да асобнага класа рэчываў, валодаюць радам агульных уласцівасцей і маюць падобныя рысы ў будове. У кожным такім злучэнні змяшчаюцца *комплексныя часціцы*, якія ўтвараюцца часцей за ўсё ў выніку далучэння да атама металу дзвюх, чатырох або шасці малекул вады, аміяку, гідраксід-іонаў ці кіслотных астаткаў. Зараджаныя або электранейтральныя комплексныя часціцы ўстойлівыя і існуюць у растворах самастойна. У формулах комплексных злучэнняў яны выдзяляюцца квадратнымі дужкамі. Напрыклад:

$Na_2[Zn(OH)_4]$; $K_3[Al(OH)_6]$.

Многаэлементныя злучэнні складаюцца з атамаў трох або большага ліку элементаў. Да многаэлементных адносяцца гідраксіды — асновы і кіслародзмяшчальныя кіслоты, солі, комплексныя злучэнні.

Пытанні і заданні

1. Напішыце формулы гідраксідаў, якія адпавядаюць наступным аксідам: SO_2, K_2O, N_2O_5, SrO, Cl_2O_7, Cs_2O, SiO_2, Al_2O_3. Назавіце гэтыя гідраксіды і ахарактарызуйце іх кіслотна-асноўныя ўласцівасці.

2. Колькі розных солей можа ўтварыцца пры ўзаемадзеянні гідраксіду натрыю з сернай кіслатой, гідраксіду калію з фосфарнай кіслатой? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый, назавіце солі.

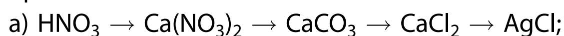
3. Колькі розных солей можа ўтварыцца пры ўзаемадзеянні гідраксіду кальцыю з салянай кіслатой, гідраксіду алюмінію з азотнай кіслатой? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый, назавіце солі.

4. Узор гідрыду кальцыю масай 11,2 г цалкам уступіў у рэакцыю з вадой. Разлічыце хімічную колькасць вады, якая прарэагавала, і масу асновы, што ўтварылася.

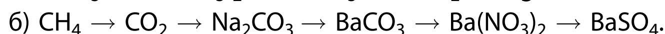
5. Аксід серы(VI) масай 16 г цалкам прарэагаваў з вадой. Разлічыце колькасць малекул утворанай сернай кіслаты і масу гідраксіду натрыю, неабходнага для яе нейтралізацыі.

6. Разлічыце масавую долю (%) кіслароду ў сярэдняй солі, якая ўтварылася пры ўзаемадзеянні гідраксідаў кальцыю і фосфару(V).

7. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



а) $HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow AgCl$;

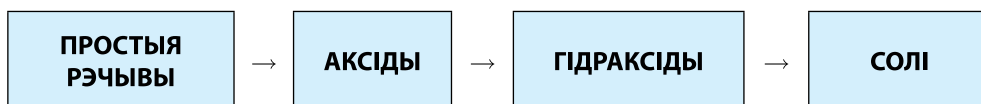


б) $CH_4 \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$.

§ 3. Узаемасувязь паміж класамі неарганічных злучэнняў

Вывучаючы раней спосабы атрымання і хімічныя ўласцівасці простых рэчываў, розных аксідаў, кіслот, асноў і солей, вы неаднаразова сустракаліся з прыкладамі паслядоўнага ператварэння рэчываў. У выніку розных хімічных рэакцый адны рэчывы ператвараюцца ў другія, з якіх потым утвараюцца ўсё новыя і новыя злучэнні. Рады такіх паслядоўных пераходаў ужо знаёмыя вам пад назвай «ланцужкі ператварэнняў», і вы, вядома ж, састаўлялі ўраўненні рэакцый для іх ажыццяўлення. Успомнім, у чым заключаецца сутнасць гэтых ператварэнняў.

Пачнём з *простых рэчываў* — металаў і неметалаў. Многія з іх пры злучэнні з кіслародам утвараюць *асноўныя і кіслотныя аксіды*. Напрыклад, метал барый пры гэтым акісляецца да асноўнага аксіду BaO, а неметал фосфар — да кіслотнага аксіду P_2O_5. Гэтыя складаныя рэчывы, далучаючы малекулы вады, ператвараюцца ў адпаведныя **гідр**аты **аксід**аў, ці **гідраксід**ы, якія, як вы ведаеце, падзяляюцца на *асновы і кіслародзмяшчальныя кіслоты*. Так, асноўны аксід барыю ў выніку гідратацыі ўтварае гідраксід — *аснову* $Ba(OH)_2$, а аксід фосфару(V) ператвараецца ў гідраксід, які з'яўляецца *кіслатой* H_3PO_4. У сваю чаргу гэтыя злучэнні рэагуюць з іншымі рэчывамі, утвараючы *солі*. Паслядоўнасць усіх пералічаных ператварэнняў можна адлюстраваць у выглядзе агульнай схемы, у якой пераходы ад рэчываў адных класаў да рэчываў іншых класаў умоўна адлюстраваны стрэлкамі:

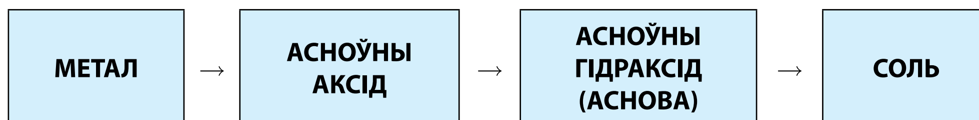


З дадзенай схемы відаць, што рэчывы розных класаў — простыя рэчывы, аксіды, гідраксіды і солі — паслядоўна «параджаючы» адзін аднаго, утвараюць так званыя генетычныя[1] рады ўзаемазвязаных паміж сабой рэчываў. Відавочна, што існуюць два тыпы такіх радоў — *рады металаў і іх злучэнняў* і *рады неметалаў і іх злучэнняў*.

[1] Ад грэч. *генас* — які нараджае.

Генетычныя рады металаў і іх злучэнняў

Кожны такі рад складаецца з металу, яго асноўнага аксіду, адпаведнай асновы і солі, у састаў якой уваходзіць гэты метал:



Прывядзём прыклады такіх радоў:

рад натрыю: **Na** $\rightarrow$ **Na**$_2$O $\rightarrow$ **Na**OH $\rightarrow$ **Na**$_3$PO$_4$;

рад барыю: **Ba** $\rightarrow$ **Ba**O $\rightarrow$ **Ba**(OH)$_2$ $\rightarrow$ **Ba**Cl$_2$.

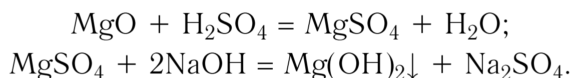
Пераход ад металаў да асноўных аксідаў ва ўсіх гэтых радах ажыццяўляецца ў выніку злучэння з кіслародам. Напрыклад:

$$2Ba + O_2 = 2BaO; \qquad 2Mg + O_2 = 2MgO.$$

Асноўныя аксіды натрыю і барыю ператвараюцца ў асновы ў выніку вядомай вам рэакцыі гідратацыі:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH; \qquad BaO + H_2O = Ba(OH)_2.$$

У адрозненне ад названых аксідаў, аксіды магнію і жалеза з вадой не рэагуюць. Таму для атрымання адпаведных асноў гэтыя аксіды спачатку ператвараюць у солі, а іх — у асновы. Напрыклад, для ажыццяўлення пераходу ад аксіду MgO да гідраксіду $Mg(OH)_2$ выкарыстоўваюць паслядоўныя рэакцыі:

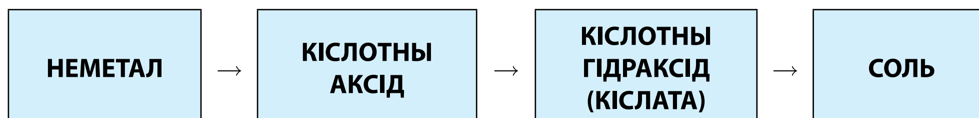


$$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O;$$
$$MgSO_4 + 2NaOH = Mg(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Пераходы ад асноў да солей ажыццяўляюцца ўжо вядомымі вам рэакцыямі. Так, раствaральныя асновы (шчолачы) — NaOH і $Ba(OH)_2$ — ператвараюцца ў солі пад уздзеяннем кіслот, кіслотных аксідаў або солей. Нерастваральныя асновы — $Mg(OH)_2$ і $Fe(OH)_2$ — утвараюць солі ў выніку рэакцый з кіслотамі.

Генетычныя рады неметалаў і іх злучэнняў

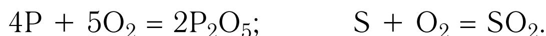
Кожны такі рад складаецца з неметалу, утворанага ім кіслотнага аксіду, адпаведнай кіслаты і солі, у склад якой уваходзяць астаткі гэтай кіслаты:



Прывядзём прыклады такіх радоў:

рад фосфару: $\mathbf{P} \rightarrow \mathbf{P}_2O_5 \rightarrow H_3\mathbf{PO_4} \rightarrow Na_3\mathbf{PO_4}$;
рад серы: $\mathbf{S} \rightarrow \mathbf{S}O_2 \rightarrow H_2\mathbf{SO_3} \rightarrow K_2\mathbf{SO_3}$.

Ва ўсіх гэтых радах пераходы ад неметалаў да кіслотных аксідаў ажыццяўляюцца ў выніку злучэння з кіслародам. Напрыклад:

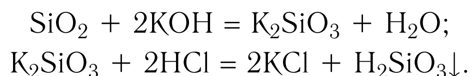


$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5; \qquad S + O_2 = SO_2.$$

Для ператварэння кіслотных аксідаў у адпаведныя кіслоты выкарыстоўваюцца вядомыя вам рэакцыі гідратацыі. Напрыклад:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4; \qquad SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

У адрозненне ад названых аксідаў, аксід крэмнію(IV) SiO_2 з вадой не рэагуе. Таму спачатку яго ператвараюць у адпаведную соль, з якой потым атрымліваюць крэмніевую кіслату:

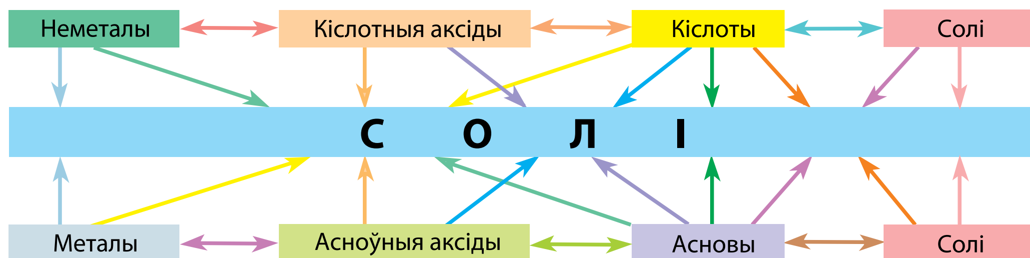


$$SiO_2 + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O;$$
$$K_2SiO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2SiO_3\downarrow.$$

Пераходы ад кіслот да солей могуць ажыццяўляцца вядомымі вам рэакцыямі з асноўнымі аксідамі, асновамі або солямі.

Рэчывы аднаго і таго ж генетычнага рада, як правіла, адзін з адным не рэагуюць. Рэчывы з генетычных радоў розных тыпаў рэагуюць паміж сабой, утвараючы солі ў адпаведнасці з агульнай схемай (мал. 3).

Як відаць з гэтай схемы, адлюстраваныя ўзаемасувязі паміж простымі рэчывамі, аксідамі, адпаведнымі гідраксідамі і солямі не з'яўляюцца аднабаковымі. Стрэлкі ў супрацьлеглых напрамках на схеме паказваюць, што рэчывы розных класаў могуць *узаемаператварацца*. У такой узаемасувязі знаходзяцца, напрыклад, асноўныя аксіды і асновы, асновы і солі, солі і кіслоты.



Мал. 3. Схема ўзаемасувязі рэчываў розных генетычных радоў

Узаемасувязі рэчываў ляжаць у аснове многіх хімічныхператварэнняў, якія адбываюцца ў прыродзе і выкарыстоўваюцца ў практычнай дзейнасці.

Простыя рэчывы, аксіды, гідраксіды і солі звязаны паміж сабою сукупнасцю ператварэнняў у наступных радах:

- ***метал → асноўны аксід → аснова → соль;***
- ***неметал → кіслотны аксід → кіслата → соль.***

Рэчывы, якія належаць да аднаго рада, адзін з адным не рэагуюць. Рэчывы, якія належаць да радоў розных тыпаў, рэагуюць паміж сабой з утварэннем солей.

Пытанні і заданні

1. З рэчывамі якіх класаў рэагуюць: а) аксід барыю; б) аксід фосфару(V); в) гідраксід натрыю; г) азотная кіслата? Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый, назавіце рэчывы.

2. Прывядзіце канкрэтныя прыклады ўзаемаператварэння рэчываў розных класаў, напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый і назавіце рэчывы.

3. Напішыце ўраўненні рэакцый утварэння нітрату кальцыю ў выніку ўзаемадзеяння: а) кіслаты і асновы; б) кіслотнага аксіду і асновы; в) кіслаты і асноўнага аксіду; г) солі і кіслаты; д) солі і асновы; е) дзвюх солей. Назавіце ўсе рэчывы.

4. Састаўце генетычны рад цынку і яго злучэнняў, які заканчваецца нітратам цынку. Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый, вызначце іх тыпы, назавіце рэчывы.

5. Вызначце простыя рэчывы *X*, *Y* і *Z*, якімі пачынаюцца генетычныя рады:

а) *X* → аксід → аснова → нітрат кальцыю;

б) *Y* → аксід → кіслотны гідраксід → фасфат кальцыю;

в) *Z* → кіслотны аксід → гідраксід → сульфіт натрыю.

Напішыце ўраўненні адпаведных рэакцый, назавіце ўсе рэчывы.

6. * Сумесь алюмінію і жалеза агульнай масай 22 г раствapылі ў салянай кіслаце, у выніку чаго вылучыўся газ аб'ёмам (н. у.) 17,92 дм^3. Вылічыце масавую долю жалеза ў сумесі.

7. Састаўце ўраўненні рэакцый, якія ілюструюць наступныя ператварэнні:

а) $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$;

б) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$;

в) $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2$;

г) $HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4$.

Раздзел II

АСНОЎНЫЯ ПАНЯЦЦІ І ЗАКОНЫ ХІМІІ

§ 4. Рэчывы. Атамы. Хімічныя элементы

Хімія гэтак жа, як і фізіка, батаніка, заалогія, геалогія, вывучае прыроду, матэрыяльны свет ва ўсёй разнастайнасці форм яго існавання і з'яў, якія адбываюцца.

Усе з'явы, што адбываюцца ў прыродзе і навакольным свеце, можна падзяліць на дзве групы. Да першай адносяцца самыя разнастайныя ўзаемадзеянні і змяненні цел, пры якіх *мяняецца толькі фізічны стан рэчываў* і форма фізічных цел, утвораных гэтымі рэчывамі, а таксама становішча цел у прасторы.

Да другой групы адносяцца з'явы, якія звязаны з *ператварэннямі рэчываў,* г. зн. са змяненнем іх якаснага і колькаснага саставу, будовы, фізічных і хімічных уласцівасцей. Менавіта гэтыя з'явы вывучае *хімія*.

Хімія — гэта навука аб рэчывах і іх ператварэннях.

Што ж такое рэчыва? Які фізічны і хімічны сэнс мае гэта паняцце?

Фізічны сэнс паняцця «рэчыва»

З курса фізікі вы ўжо ведаеце, што **матэрыя** — гэта *аб'ектыўная рэальнасць, г. зн. тое, што існуе незалежна ад нашай свядомасці і ўспрымаецца намі з дапамогай органаў пачуццяў або з дапамогай прыбораў.*

Усе разнастайныя формы існавання матэрыі падзяляюцца на два віды: *рэчыва* і *поле*.

Рэчыва — *гэта матэрыяльнае ўтварэнне, якое складаецца з часціц, што маюць уласную масу*. Іншымі словамі, рэчыва — гэта матэрыя на розных стадыях яе арганізацыі ад элементарных часціц да складаных утварэнняў: *элементарныя часціцы (пратоны, нейтроны, электроны і інш.) → → ядры атамаў → атамы → іоны → малекулы → розныя агрэгаты (аб'яднанні) атамаў, іонаў або малекул у выглядзе цвёрдых цел, вадкасцей або газаў*. Таму можна казаць, што рэчывам у **фізічным сэнсе** з'яўляецца ўсё тое, што валодае масай (больш строга — масай спакою). **Хімічны сэнс** паняцця «рэчыва» разгледзім у наступным параграфе.

Поле — *матэрыяльнае асяроддзе, з дапамогай якога ажыццяўляецца ўзаемадзеянне паміж часціцамі рэчыва або асобнымі целамі*. Гравітацыйнае, электрычнае і магнітнае палі — прыклады розных відаў палёў.

Атам

Асноўнай уласцівасцю матэрыі, спосабам яе існавання з'яўляецца **рух**. Вядомы самыя розныя формы руху матэрыі — фізічная, біялагічная, геалагічная і г. д. Яны адпавядаюць рознаму ўзроўню арганізацыі матэрыі і ў той жа час узаемазвязаныя паміж сабой і ўзаемаператваральныя.

Хімічная форма руху ўзнікае на ўзроўні атамаў. Цяпер вы ўжо павінны добра памятаць фізічнае азначэнне паняцця «атам».

Атам — найдрабнейшая хімічна непадзельная часціца, якая складаецца з дадатна заражанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў.

Атамы знаходзяцца ў прыродзе ў розных станах. Яны могуць уваходзіць у састаў простых і складаных рэчываў, існаваць у выглядзе адзіночных атамаў або аднаатамных іонаў. Нягледзячы на тое што агульная колькасць атамаў незлічоная, відаў атамаў адносна нямнога. Усе атамы дадзенага віду аб'ядноўвае адна агульная якасць — *аднолькавы дадатны зарад ядра*. Кожны асобны від атамаў называецца *хімічным элементам*.

Хімічны элемент — гэта від атамаў з аднолькавым дадатным зарадам ядзер.

На сёння вядома 118 хімічных элементаў. Іх назвы і сімвалы прыведзены ў табліцы перыядычнай сістэмы хімічных элементаў на форзацы 1.

Адносная атамная маса

Сімвал таго ці іншага элемента, а таксама велічыня яго *адноснай атамнай масы* прыводзяцца ў клетачцах табліцы перыядычнай сістэмы. Тэрмін «ад-

носны» гаворыць аб тым, што гэта не сапраўдная маса атама, якая выражаецца ў адзінках масы, а велічыня, якая паказвае, у колькі разоў маса дадзенага атама большая за масу ўмоўнага эталона. У якасці такога эталона яшчэ на пачатку XIX стагоддзя англійскі вучоны Дж. Дальтан прапанаваў выкарыстоўваць найлягчэйшы з атамаў — атам вадароду. Але ўжо неўзабаве швецкі хімік Ё. Берцэліус увёў ва ўжытак у якасці эталона кісларод, а больш дакладна, 1/16 частку масы яго атама. З сярэдзіны XX стагоддзя як у фізіцы, так і ў хіміі ў якасці адзінкі атамнай масы пачалі выкарыстоўваць *1/12 частку масы атама вугляроду*, а больш дакладна, аднаго з яго нуклідаў — **нукліду ^{12}C**. Гэта велічыня атрымала назву **атамная адзінка масы m_u** і мае міжнароднае абазначэнне **u**:

$$m_u = \frac{m_a(^{12}C)}{12} = \frac{19{,}93 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}}{12} = \mathbf{1u \approx 1{,}66 \cdot 10^{-27}\ кг.}$$

У апошні час яе называюць *пастаяннай атамнай масы*.

Параўноўваючы масы атамаў розных элементаў з атамнай адзінкай масы, атрымліваюць лікавыя значэнні **адносных атамных мас** хімічных элементаў. Адносная атамная маса абазначаецца сімвалам A_r, дзе r — пачатковая літара лацінскага слова *relativus* — адносны.

Напрыклад, маса атама фтору m_a(F) роўна $3{,}15 \cdot 10^{-26}$ кг. Значыць, адносная атамная маса фтору:

$$A_r(F) = \frac{m_a(F)}{u} = \frac{3{,}15 \cdot 10^{-26}\ \text{кг}}{1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}} \approx 19.$$

Відавочна, што адносная маса атама вугляроду A_r(C) роўна 12.

Большасць хімічных элементаў існуюць у прыродзе ў выглядзе сумесі нуклідаў з рознымі масавымі лікамі. Таму адносная атамная маса дадзенага элемента з'яўляецца сярэдняй велічынёй масавых лікаў усіх яго прыродных нуклідаў з улікам долі кожнага ў прыроднай сумесі.

Адносная атамная маса элемента — фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў сярэдняя маса яго атамаў большая за 1/12 частку масы атама вугляроду-12 (^{12}C).

Па велічыні адноснай атамнай масы можна разлічыць сярэднюю масу атамаў любога элемента X:

$$m_a(X) = A_r(X) \cdot 1u = A_r(X) \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}.$$

Рэчыва з фізічнага пункту гледжання ўяўляе сабой матэрыяльнае ўтварэнне, якое валодае масай (масай спакою).

Хімічны элемент — від атамаў з аднолькавым дадатным зарадам ядра.

Пытанні і заданні

1. Прывядзіце прыклады фізічных і хімічных з'яў. Па якіх прыкметах можна адрозніць фізічныя з'явы ад хімічных?

2. У чым асноўнае адрозненне паняццяў «поле» і «рэчыва»?

3. Чым падобныя і чым адрозніваюцца паняцці «атам» і «хімічны элемент»?

4. Чаму атамную масу хімічнага элемента называюць адноснай?

5. Вызначце масы атамаў наступных нуклідаў:

а) ^{46}Ca; б) ^{90}Sr; в) ^{131}I; г) ^{137}Cs.

6. Вызначце хімічны элемент, маса аднаго атама якога роўна:

а) $6{,}64 \cdot 10^{-27}$ кг; б) $2{,}32 \cdot 10^{-26}$ кг; в) $6{,}47 \cdot 10^{-26}$ кг; г) $3{,}77 \cdot 10^{-25}$ кг.

7. Вядома, што вадарод аб'ёмам 1 дм^3 змяшчае столькі ж атамаў, што і кісларод аб'ёмам 1 дм^3. Шчыльнасць вадароду роўна 0,09 г/дм^3, а шчыльнасць кіслароду — 1,43 г/дм^3. Разлічыце, у колькі разоў маса атама вадароду меншая за масу атама кіслароду.

§ 5. Хімічнае рэчыва. Хімічная рэакцыя

Мы з вамі вызначылі, што хімічная форма руху матэрыі ўзнікае на ўзроўні атамаў. Атам з'яўляецца рэчывам у фізічным сэнсе, паколькі валодае масай спакою. Але асобныя атамы не маюць такіх уласцівасцей, як колер, пах, шчыльнасць, электраправоднасць і г. д. Атам не знаходзіцца ў якімсьці агрэгатным стане і, значыць, не мае ні тэмпературы плаўлення, ні тэмпературы кіпення, г. зн. большасці тых уласцівасцей, якія мае хімічнае рэчыва.

Малекулы

Як правіла, асобныя атамы аб'ядноўваюцца паміж сабой у больш складаныя агрэгаты. Такім чынам атамы дасягаюць больш устойлівага стану. Злучацца паміж сабой могуць атамы як аднаго, так і розных хімічных элементаў.

Некалькі атамаў, напрыклад два атамы вадароду і адзін атам кіслароду, утвараюць устойлівую групу, здольную існаваць самастойна — *малекулу* вады H_2O. Малекула праяўляе пэўныя **хімічныя ўласцівасці**, г. зн. здольнасць уступаць у хімічныя рэакцыі з утварэннем іншых рэчываў.

! Малекула — найменшая часціца рэчыва, здольная існаваць самастойна, якая валодае яго хімічнымі ўласцівасцямі.

Хімічны сэнс паняцця «рэчыва»

Як правіла, асобныя малекулы не валодаюць такімі фізічнымі уласцівасцямі, як, напрыклад, тэмпературы плаўлення і кіпення, шчыльнасць. Такія ўласцівасці праяўляюцца толькі тады, калі малекулы звязаны паміж сабой сіламі міжмалекулярнага ўзаемадзеяння. Гэтак жа пры аб'яднанні асобных атамаў у *атамныя крышталі* (напрыклад, алмаз, графіт, металы) або іонаў у *іонныя крышталі* (тыпу NaCl, K_2CO_3 і інш.) праяўляюцца **фізічныя** і **хімічныя** ўласцівасці адпаведных рэчываў немалекулярнай будовы.

Значыць, толькі хімічнае рэчыва валодае пэўным наборам як хімічных, так і фізічных уласцівасцей.

! Хімічнае рэчыва — гэта ўстойлівая сукупнасць часціц (атамаў, іонаў або малекул), якая валодае пэўнымі хімічнымі і фізічнымі ўласцівасцямі.

Кожнае хімічнае рэчыва валодае пэўным **саставам і будовай**, ад якіх залежаць яго фізічныя і хімічныя **ўласцівасці**.

Простыя і складаныя рэчывы

Усе рэчывы можна падзяліць па **саставе** на два віды. Рэчыва, якое складаецца з атамаў аднаго элемента, называецца **простым**, а тое, што складаецца з атамаў розных элементаў, — **складаным рэчывам**, або **хімічным злучэннем**.

Назвы большасці простых рэчываў супадаюць з назвамі адпаведных хімічных элементаў, таму гэтыя паняцці неабходна адрозніваць (табл. 2).

Табліца 2. **Адрозненне паняццяў «хімічны элемент» і «простае рэчыва»**

Паняцце	Хімічны элемент	Простае рэчыва
Азначэнне	Від атамаў з аднолькавым дадатным зарадам ядзер	Рэчыва, утворанае атамамі аднаго віду
Абазначэнне	Хімічны знак: H, Cl, P, Fe	Хімічная формула: H_2, Cl_2, P_4, Fe
Характарызуецца	Пэўным дадатным зарадам ядра яго атамаў	Саставам і будовай; пэўнымі фізічнымі і хімічнымі ўласцівасцямі

Трэба адрозніваць **якасны састаў** рэчыва, які вызначаецца відам атамаў элементаў, што ўтвараюць гэта рэчыва, і **колькасны састаў**, які паказвае лік атамаў кожнага элемента ў саставе найменшай структурнай адзінкі (малекулы або формульнай адзінкі) дадзенага рэчыва.

Рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы

Якасны і колькасны састаў хімічных рэчываў адлюстроўваецца ў іх хімічных *формулах*. Формулы рэчываў *малекулярнай будовы*, у якіх структурнымі адзінкамі з'яўляюцца малекулы, называюцца *малекулярнымі формуламі*. Прыклады малекулярных формул: N_2, CH_4, H_2S, H_2O, HNO_3, P_4, S_8, $C_6H_{12}O_6$.

Умоўна да рэчываў малекулярнай будовы адносяць высакародныя газы (гелій, аргон і г. д.), разглядаючы іх атамы як аднаатамныя малекулы.

Рэчывы малекулярнай будовы складаюць больш за 98 % ад агульнага ліку вядомых рэчываў. Пры звычайных умовах — гэта газападобныя (азот, вуглякіслы газ, ацэтылен), вадкія (бром, вада, этылавы спірт) або цвёрдыя рэчывы з невысокімі тэмпературамі плаўлення (сера, ёд, глюкоза).

Рэчывы *немалекулярнай будовы*, як правіла, пры звычайных умовах з'яўляюцца цвёрдымі крышталямі. Яны складаюцца з атамаў або іонаў. Прыкладамі такіх рэчываў з'яўляюцца алмаз, металы, солі, аксіды металаў, цвёрдыя асновы і інш.

Састаў простых рэчываў немалекулярнай будовы выражаецца знакамі адпаведных элементаў без лікавых індэксаў (Fe, Cu, C, Si), а складаных — з дапамогай *эмпірычных формул*, якія адлюстроўваюць **прасцейшыя суадносіны ліку атамаў (або іонаў)** розных хімічных элементаў у *формульных адзінках* гэтых рэчываў.

Значыць, ***структурнымі адзінкамі*** *рэчываў малекулярнай будовы з'яўляюцца малекулы, а рэчываў немалекулярнай будовы — іх формульныя адзінкі*.

Рэчывы малекулярнай і немалекулярнай будовы істотна адрозніваюцца па сваіх уласцівасцях (гл. табл. 3).

Асаблівасці будовы гэтых двух тыпаў рэчываў, характар хімічных сувязей паміж часціцамі ў іх саставе, прычыны, якія вызначаюць адрозненне ва ўласцівасцях, больш падрабязна мы разгледзім у раздзеле IV.

Табліца 3. **Параўнальная характарыстыка рэчываў малекулярнай і немалекулярнай будовы**

Прыкметы для параўнання	Рэчывы	
	малекулярнай будовы	**немалекулярнай будовы**
Найменшая структурная адзінка рэчыва	Малекула	Формульная адзінка
Часціцы, якія ўтвараюць рэчыва	Малекулы	Атамы, іоны
Трываласць сувязі паміж часціцамі	Невялікая	Вялікая
Лятучасць (здольнасць да выпарэння)	Лятучыя	Нелятучыя
Тэмпературы плаўлення і кіпення	Нізкія	Высокія
Агрэгатны стан пры звычайных умовах	Цвёрды, вадкі, газападобны	Цвёрды
Знаходжанне ў прыродзе	Аснова *арганічнага свету*; уваходзяць у састаў жывых і раслінных арганізмаў, складаюць большасць газападобных і вадкіх рэчываў	Аснова *мінеральнага свету*; уваходзяць у састаў горных парод, мінералаў, утвараюць самародныя металы

Хімічная рэакцыя

У самым пачатку вывучэння хіміі вы даведаліся аб тым, што атамы — гэта *найдрабнейшыя хімічна непадзельныя часціцы*. Гэта азначае, што у працэсе хімічных ператварэнняў яны **не знікаюць і не ўзнікаюць зноў, а толькі пераходзяць з адных рэчываў у іншыя.**

Значыць, *сутнасць хімічных рэакцый зводзіцца да ператварэння адных рэчываў у іншыя без змянення агульнага ліку і прыроды атамаў*. Пры гэтым змяняецца састаў або будова рэчываў.

Хімічная рэакцыя — гэта працэс ператварэння адных рэчываў у іншыя без змянення агульнага ліку і прыроды атамаў, з якіх гэтыя рэчывы складаюцца.

Пытанні, звязаныя з працяканнем хімічных рэакцый, падрабязна разглядаюцца ў раздзеле V.

Хімічным рэчывам з'яўляецца ўстойлівая сукупнасць часціц (атамаў, іонаў або малекул), якая валодае пэўнымі хімічнымі і фізічнымі ўласцівасцямі.

Кожнае хімічнае рэчыва характарызуецца пэўным якасным і колькасным саставам, будовай, фізічнымі і хімічнымі ўласцівасцямі.

Структурнымі адзінкамі рэчываў малекулярнай будовы з'яўляюцца малекулы, а немалекулярнага — формульныя адзінкі.

Атамы ў працэсе хімічных ператварэнняў (рэакцый) не знікаюць і не ўзнікаюць зноў.

Пытанні і заданні

1. Ці можна сцвярджаць наступнае: а) малекула брому складаецца з двух атамаў; б) малекула брому жоўтага колеру; в) бром — простае рэчыва; г) бром — вадкае рэчыва? Адказ патлумачце.

2. У якіх выпадках кісларод узгадваецца як хімічны элемент: а) кісларод — малараставаральны ў вадзе газ без колеру і паху; б) кісларод вылучаецца раслінамі пры фотасінтэзе; в) кісларод уваходзіць у састаў многіх арганічных і неарганічных злучэнняў; г) маса кіслароду ў арганізме чалавека складае ў сярэднім каля 43 кг; д) кісларод шырока выкарыстоўваецца ў многіх хімічных вытворчасцях; е) у прыродзе кісларод сустракаецца ў выглядзе трох стабільных ізатопаў: ^{16}O, ^{17}O і ^{18}O.

3. Сярод пералічаных ніжэй уласцівасцей аксіду вугляроду(IV) выберыце яго фізічныя і хімічныя ўласцівасці: а) з'яўляецца кіслотным аксідам; б) рэагуе з вадой; в) цяжэйшы за паветра; г) пры сцісканні і ахалоджванні лёгка пераходзіць у вадкі і цвёрды станы; д) цвёрды CO_2 пры пакаёвай тэмпературы ўзганяецца; е) аднаўляецца актыўнымі металамі.

4. Якія часціцы могуць уваходзіць у састаў: а) простага рэчыва; б) складанага рэчыва? Пакажыце на канкрэтных прыкладах.

5. Запішыце па пяць-шэсць формул: а) простых рэчываў; б) складаных рэчываў як малекулярнай, так і немалекулярнай будовы.

6. Назавіце формульныя адзінкі наступных злучэнняў: сульфату жалеза(III), фасфату кальцыю, аксіду медзі(II), гідраксіду барыю, алюмінію.

7. * Колькасць атамаў натрыю ў пласціне таўшчынёй 0,1 см, шырынёй 1 см і даўжынёй 2 см складае $5{,}08 \cdot 10^{21}$. Разлічыце шчыльнасць натрыю.

§ 6. Колькасныя характарыстыкі рэчыва

Хімія як частка прыродазнаўства неразрыўна звязана з назіраннем за з'явамі, якія адбываюцца, іх апісаннем, правядзеннем розных эксперыментаў і самымі разнастайнымі колькаснымі вымярэннямі і разлікамі. Вялікі рускі хімік Д. І. Мендзялееў гаварыў: «Навука пачынаецца, калі пачынаюць вымяраць». У гэтым заключаецца навуковы падыход, г. зн. метад пазнання рэчыва, яго ўласцівасцей, якія выражаюцца звычайна з дапамогай якасных і колькасных характарыстык.

Адносная малекулярная і адносная формульная масы рэчыва

Састаў любога рэчыва вызначаецца формулай яго структурнай адзінкі, г. зн. *малекулярнай або эмпірычнай формулай*. Паколькі кожная такая структурная адзінка складаецца з пэўнага ліку атамаў хімічных элементаў з пэўнымі значэннямі адносных атамных мас, то яе маса таксама можа быць выражана адноснай велічынёй.

Такая велічыня для рэчываў малекулярнай будовы носіць назву **адносная малекулярная маса**, а для рэчываў немалекулярнай будовы — **адносная формульная маса**. Яны маюць аднолькавае абазначэнне $\boldsymbol{M}_r$ і ўяўляюць сабой *суму адносных атамных мас усіх элементаў*, якія ўтвараюць дадзеную структурную адзінку рэчыва, з улікам колькасці атамаў кожнага элемента.

Напрыклад, *адносная малекулярная маса* фосфарнай кіслаты H_3PO_4 роўна:

$$M_r(H_3PO_4) = 3 \cdot A_r(H) + A_r(P) + 4 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Адносная формульная маса карбанату натрыю Na_2CO_3 разлічваецца аналагічна:

$$M_r(Na_2CO_3) = 2 \cdot A_r(Na) + A_r(C) + 3 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 23 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 106.$$

Адноснай малекулярнай (формульнай) масай рэчыва $\boldsymbol{M}_r$ называецца велічыня, роўная адносіне сярэдняй масы структурнай адзінкі дадзенага рэчыва да 1/12 часткі масы атама нукліду ^{12}C.

Хімічная колькасць рэчыва

Абсалютныя масы атамаў, як вы ўжо добра ведаеце, вельмі малыя. Аднак у звычайнай хімічнай практыцы мы маем справу не з асобнымі часціцамі (атамамі, іонамі або малекуламі): ва ўзаемадзеянні ўдзельнічаюць такія порцыі

рэчываў, масы якіх вымяраюцца ў грамах, кілаграмах або нават у тонах. Няцяжка падлічыць, што лік часціц, якія змяшчаюцца ў той або іншай порцыі рэчыва, велізарны. Так, у кавалку медзі масай 1 г змяшчаецца прыкладна $9{,}5 \cdot 10^{21}$ атамаў, а ў шклянцы вады масай 200 г знаходзіцца $6{,}7 \cdot 10^{24}$ малекул. Карыстацца на практыцы такімі лікамі даволі складана. Таму ў хіміі, фізіцы і іншых галінах прыродазнаўства выкарыстоўваецца фізічная велічыня, якая характарызуе лік часціц у дадзенай порцыі рэчыва. Гэта велічыня атрымала назву *колькасць рэчыва*. Пры хімічных разліках, калі гаворка ідзе аб хімічных рэчывах, гэтую фізічную велічыню трэба называць *хімічнай колькасцю рэчыва*.

Хімічная колькасць рэчыва — фізічная велічыня, прапарцыянальная ліку структурных адзінак (атамаў, малекул або формульных адзінак), якія складаюць дадзеную порцыю рэчыва.

Гэтую велічыню абазначаюць лацінскай літарай $\boldsymbol{n}$. Яна з'яўляецца адной з сямі асноўных велічынь Міжнароднай сістэмы адзінак (СІ) і мае сваю ўласную адзінку, якая называецца **моль.**

Моль — гэта хімічная колькасць рэчыва, якая змяшчае $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурных адзінак (атамаў, малекул, формульных адзінак).

Гэты лік (ён называецца **лікам Авагадра**) адпавядае ліку атамаў у порцыі вугляроду масай 0,012 кг і яго лёгка можна вызначыць, ведаючы масу аднаго атама вугляроду ($1{,}993 \cdot 10^{-26}$ кг):

$$N = \frac{0{,}012\ \text{кг}}{1{,}993 \cdot 10^{-26}\ \text{кг}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{атамаў (лік Авагадра).}$$

Порцыі розных рэчываў, масы якіх у грамах лікава роўныя іх адносным малекулярным (формульным) масам, змяшчаюць аднолькавы лік структурных адзінак.

Велічыня, роўная адносіне

$$\frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{1\ \text{моль}} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot \text{моль}^{-1},$$

атрымала назву **пастаянная Авагадра**[1]. Яна абазначаецца сімвалам $\boldsymbol{N_A}$ і ўяўляе сабой адну з фундаментальных фізічных пастаянных:

$$\boldsymbol{N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \textbf{моль}^{-1}}.$$

[1] У прыведзенай формуле лічба 1 у лічніку замяняе слова «часціц» (атамаў, малекул, ФА), таму $\frac{1}{\text{моль}}$ неабходна разумець як «часціц на моль».

Лік структурных адзінак $\boldsymbol{N}$ любой порцыі рэчыва і яго хімічная колькасць звязаны матэматычнай залежнасцю:

$$\boldsymbol{N} = \boldsymbol{N}_{\mathbf{A}}(\text{моль}^{-1}) \cdot \boldsymbol{n}\ (\text{моль}).$$

Паняцце «моль» выкарыстоўваецца не толькі для хімічных рэчываў, але і для любых іншых часціц (пратонаў, нейтронаў, электронаў, іонаў і г. д.). Напрыклад, 1 моль пратонаў складае $6{,}02 \cdot 10^{23}$ пратонаў, адзін моль іоннага злучэння хларыду натрыю NaCl змяшчае 1 моль іонаў натрыю і 1 моль іонаў хлору, а 1 моль солі сульфату алюмінію $Al_2(SO_4)_3$ змяшчае 2 моль іонаў алюмінію Al^{3+} і 3 моль сульфат-іонаў SO_4^{2-}. У такіх выпадках можна проста гаварыць аб молі як аб **адзінцы колькасці часціц**.

У выпадку хімічных рэчываў неабходна выкарыстоўваць тэрмін «моль» як адзінку **хімічнай колькасці рэчыва**.

Малярная маса

Аднолькавая хімічная колькасць любых рэчываў змяшчае адзін і той жа лік структурных адзінак. Але паколькі кожная такая адзінка мае сваю ўласную масу, то масы аднолькавых хімічных колькасцей розных рэчываў будуць розныя.

Маса порцыі рэчыва хімічнай колькасцю 1 моль атрымала назву **малярная маса.** *Малярная маса рэчыва* X *абазначаецца сімвалам* ***M*(X)** *і ўяўляе сабой адносіны масы дадзенай порцыі рэчыва* ***m*** *(у г або кг) да яго хімічнай колькасці* ***n*** *(у моль):*

$$\boldsymbol{M}(\mathbf{X}) = \frac{\boldsymbol{m}(\mathbf{X})}{\boldsymbol{n}(\mathbf{X})}.$$

Адзінка малярнай масы ў Міжнароднай сістэме адзінак — кг/моль. У хіміі часцей выкарыстоўваецца долевая адзінка — г/моль.

Лікавае значэнне малярнай масы (у г/моль) супадае з адноснымі атамнай, малекулярнай або формульнай масамі. Напрыклад, калі $A_r(\text{Fe}) = 56$, то $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль; калі $M_r(O_2) = 32$, то $M(O_2) = 32$ г/моль; калі $M_r(CaCO_3) = 100$, то $M(CaCO_3) = 100$ г/моль.

Прыведзеную вышэй формулу можна запісаць і ў іншых выглядах:

$$\boldsymbol{n}(\mathbf{X}) = \frac{\boldsymbol{m}(\mathbf{X})}{\boldsymbol{M}(\mathbf{X})} \text{ або } \boldsymbol{m}(\mathbf{X}) = \boldsymbol{n}(\mathbf{X}) \cdot \boldsymbol{M}(\mathbf{X}).$$

Ведаючы малярную масу рэчыва, можна разлічыць хімічную колькасць рэчыва па яго масе. Вылічым, напрыклад, хімічную колькасць гідраксіду на-

трыю NaOH, маса якога роўна 100 г. Паколькі малярная маса гідраксіду $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль, то, выкарыстаўшы формулу $n = m/M$, знаходзім, што

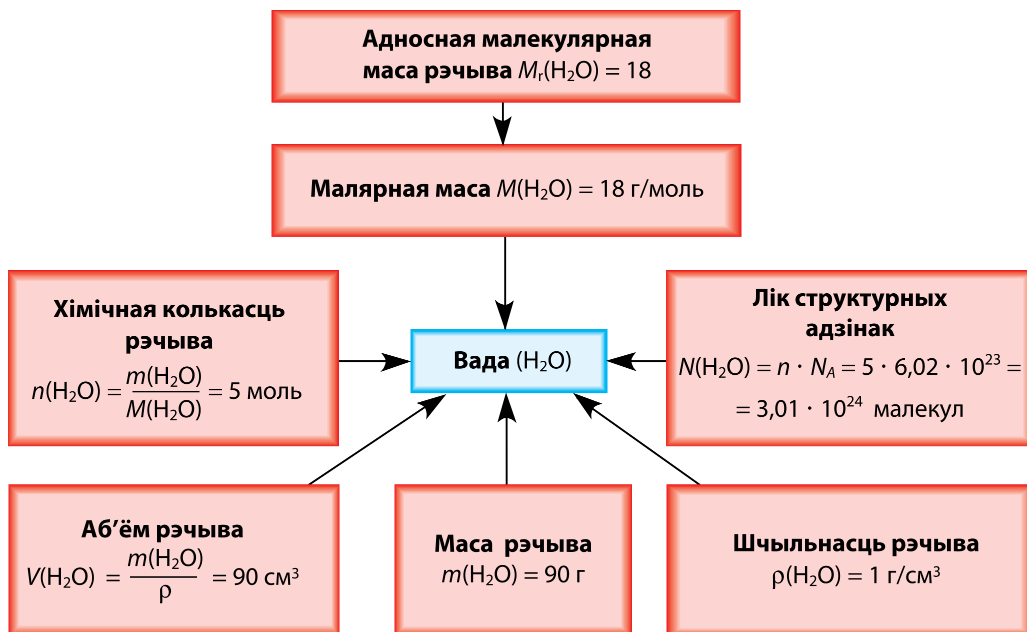
$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{100\ \text{г}}{40\ \text{г/моль}} = 2{,}5\ \text{моль}.$$

Формула дазваляе рашыць і адваротную задачу: знайсці масу рэчыва, калі вядома яго хімічная колькасць. Напрыклад, вызначым масу глюкозы $C_6H_{12}O_6$, хімічная колькасць якой роўна 5 моль. Ведаючы, што малярная маса глюкозы $M(C_6H_{12}O_6) = 180$ г/моль, па формуле $m = n \cdot M$ вызначаем, што $m = 5$ моль $\cdot$ 180 г/моль = 900 г.

Формула $m(X) = n(X) \cdot M(X)$ дазваляе зразумець *фізічны сэнс паняцця «хімічная колькасць рэчыва»* як велічыні, што звязвае паміж сабой **масу** і **малярную масу** рэчыва.

Такім чынам, пэўную порцыю любога рэчыва колькасна можна ахарактарызаваць з дапамогай розных фізічных велічынь.

Напрыклад, для вады масай 90 г гэта схема мае выгляд, які паказаны на малюнку 4.



Мал. 4. Узаемасувязь фізічных велічынь на прыкладзе порцыі вады (H_2O) масай 90 г

Адносная малекулярная (формульная) маса рэчыва ўяўляе сабой суму адносных атамных мас усіх элементаў, якія ўтвараюць дадзенае рэчыва.

Хімічная колькасць рэчыва — фізічная велічыня, прапарцыянальная ліку структурных адзінак, якія змяшчаюцца ў дадзенай порцыі рэчыва.

Моль — адзінка хімічнай колькасці рэчыва, г. зн. такая яго колькасць, якая змяшчае $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурных адзінак дадзенага рэчыва.

Маса рэчыва X хімічнай колькасцю 1 моль называецца яго малярнай масай M(X) і ўяўляе сабой адносіну масы дадзенай порцыі рэчыва да яго хімічнай колькасці.

Пытанні і заданні

1. Маса рэчыва хімічнай колькасцю 3 моль роўна 51 г. Чаму роўныя яго малярная і адносная малекулярная масы?

2. Разлічыце лік: а) малекул вады; б) атамаў вадароду і кіслароду, якія змяшчаюцца ў шклянцы вады аб’ёмам 200 $см^3$.

3. Сутачная доза кухоннай солі для дарослага чалавека складае прыкладна 15 г. Вызначце лік іонаў Na^+ і Cl^-, якія паступаюць пры гэтым у наш арганізм?

4. Вызначце хімічную колькасць метану, у якім змяшчаецца: а) $3{,}01 \cdot 10^{24}$ малекул; б) $3{,}01 \cdot 10^{24}$ атамаў вугляроду; в) $3{,}01 \cdot 10^{24}$ атамаў вадароду; г) $3{,}01 \cdot 10^{24}$ атамаў вугляроду і вадароду.

5. Разлічыце масы адной малекулы: а) азоту; б) кіслароду; в) воцатнай кіслаты.

6. Ці аднолькавы лік малекул змяшчаецца: а) у азоце масай 0,5 г і метане такой жа масы; б) азоце масай 0,5 г і аксідзе вугляроду(II) масай 0,5 г; в) кіслародзе масай 1,6 г і азоце масай 2,4 г?

7. Выкарыстоўваючы малюнак 4, дайце поўную колькасную характарыстыку наступным рэчывам аб’ёмам 2 $дм^3$: а) брому ($\rho = 3{,}1$ $г/см^3$); б) хларыду натрыю ($\rho = 2{,}16$ $г/см^3$); в) серабру ($\rho = 10{,}5$ $г/см^3$); г) воцатнай кіслаце ($\rho = 1{,}05$ $г/см^3$).

§ 7. Стэхіяметрычныя разлікі ў хіміі

Выкарыстоўваючы колькасныя характарыстыкі рэчываў, можна выконваць разлікі, звязаныя з формуламі рэчываў, іх колькасным саставам, а таксама з колькаснымі змяненнямі рэагентаў і прадуктаў рэакцыі ў ходзе любога хімічнага працэсу.

Асновай такіх разлікаў з'яўляецца **стэхіяметрыя** — *раздзел хіміі, у якім разглядаецца колькасны састаў хімічных злучэнняў, а таксама колькасныя суадносіны паміж рэагуючымі рэчывамі ў хімічных рэакцыях.* Тэрмін «стэхіяметрыя» (ад грэч. *стэхіён* — аснова, элемент і *метрэйн* — вымяраць) з'явіўся на рубяжы XVIII—XIX стагоддзяў, калі намаганні хімікаў былі накіраваны на ўстанаўленне вагавых суадносін элементаў у злучэннях.

У сучаснай хіміі стэхіяметрычныя разлікі маюць фундаментальнае значэнне. Яны з'яўляюцца асновай *колькаснага хімічнага аналізу*. Матэматычную базу любых хімічных эксперыментаў у лабараторыі складаюць стэхіяметрычныя разлікі. У хімічнай прамысловасці веданне стэхіяметрыі дазваляе вылічваць неабходны расход рэагентаў, выхад хімічных прадуктаў і эфектыўнасць хімічных працэсаў.

Закон захавання масы рэчываў

Тэарэтычнай асновай стэхіяметрычных разлікаў служаць фундаментальныя колькасныя законы хіміі, якія часта яшчэ называюцца **стэхіяметрычнымі законамі**.

З курса 7-га класа вам ужо вядомы асноўны закон хіміі, сфармуляваны яшчэ ў XVIII стагоддзі вялікімі прыродазнаўцамі — рускім вучоным М. В. Ламаносавым і незалежна ад яго французскім хімікам А. Лавуазье — **закон захавання масы рэчываў.**

Міхаіл Васільевіч Ламаносаў
(1711—1765)

Рускі вучоны-прыродазнаўца, заснавальнік першага ў Расіі Маскоўскага ўніверсітэта. Развіваў атамна-малекулярныя ўяўленні аб будове рэчываў, прапанаваў агульную фармуліроўку закону захавання масы рэчываў і руху, заклаў асновы фізічнай хіміі.

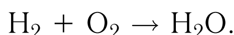
Антуан Ларан Лавуазье
(1743—1794)

Французскі вучоны, адзін з заснавальнікаў сучаснай хіміі. Даў правільнае тлумачэнне працэсаў гарэння і дыхання, эксперыментальна даказаў закон захавання масы рэчываў у хімічных рэакцыях, распрацаваў правілы састаўлення назваў хімічных злучэнняў.

! Маса рэчываў, якія ўступілі ў хімічную рэакцыю, роўна масе рэчываў, якія ўтварыліся ў выніку рэакцыі.

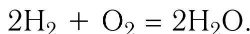
З пазіцый атамна-малекулярнага вучэння захаванне масы рэчываў тлумачыцца наступным чынам. Пры хімічных рэакцыях атамы не знікаюць і не ўзнікаюць зноў, іх агульны лік застаецца нязменным. А паколькі атамы маюць пастаянную масу, то і сумарныя масы рэчываў, утвораных імі, перад рэакцыяй і пасля яе аднолькавыя.

Любую хімічную рэакцыю можна паказаць у выглядзе схемы, у якой дадзены зыходныя рэчывы і прадукты рэакцыі, напрыклад:



$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O.$$

Аднак схема дае якасную інфармацыю аб хімічным працэсе. Колькасную інфармацыю аб рэакцыі можна атрымаць толькі з яе **хімічнага ўраўнення,** якое запісваецца на аснове закону захавання масы рэчываў. Яно адрозніваецца ад схемы рэакцыі наяўнасцю лікавых *каэфіцыентаў* перад формуламі рэчываў. Гэтыя каэфіцыенты называюцца **стэхіяметрычнымі**:



$$2H_2 + O_2 = 2H_2O.$$

Знак роўнасці ва ўраўненні рэакцыі азначае, што лік атамаў кожнага элемента, а значыць, і сумарныя масы рэчываў у абедзвюх частках ураўнення аднолькавыя. Суадносіна стэхіяметрычных каэфіцыентаў роўна суадносіне колькасці адпаведных рэчываў. На гэтым заснаваны разлікі колькасці рэчываў, іх мас або аб’ёмаў па ўраўненнях хімічных рэакцый.

Закон пастаянства саставу

Найважнейшай характарыстыкай (своеасаблівым пашпартам!) рэчыва з’яўляецца яго састаў, які ў хімічнай практыцы звычайна вызначаецца з дапамогай якаснага і колькаснага хімічнага аналізу.

Яшчэ на пачатку XIX стагоддзя французскі вучоны Ж. Пруст, даследаваўшы састаў некаторых хімічных рэчываў, атрыманых рознымі спосабамі або прывезеных з розных частак свету, сфармуляваў **закон пастаянства саставу.**

! Усякае чыстае рэчыва, незалежна ад спосабу яго атрымання, мае пастаянны якасны і колькасны састаў.

Згодна з гэтым законам кожнае чыстае рэчыва заўсёды складаецца з атамаў адных і тых жа элементаў, звязаных паміж сабою аднолькавымі колькаснымі адносінамі. Напрыклад, малекула вады H_2O складаецца з атамаў вадароду і кіслароду, колькасная суадносіна якіх 2 : 1, гэта азначае, што на два молі атамаў

вадароду прыпадае адзін моль атамаў кіслароду. Ведаючы малярную (атамную) масу атамаў гэтых элементаў, няцяжка ўстанавіць іх масавую суадносіну:

$$m(\text{H}) : m(\text{O}) = \frac{2 \cdot 1 \text{ г/моль}}{1 \cdot 16 \text{ г/моль}} = \frac{2}{16} = 1:8.$$

Пазней было паказана, што закон строга выконваецца толькі ў выпадку малекулярных рэчываў. Злучэнні з немалекулярнай структурай часта маюць пераменны састаў, які не адпавядае цэлалікавым суадносінам, што шмат у чым тлумачыцца ўмовамі атрымання такіх рэчываў. Адхіленні ад цэлалікавай суадносіны могуць быць выражаны пры запісе формул. Напрыклад, $Fe_{0,9}S$, $TiO_{0,7}$ або $Fe_{1-x}O$. Такія злучэнні атрымалі назву **нестэхіяметрычных**, у адрозненне ад **стэхіяметрычных**, дзе суадносіны паміж лічбамі атамаў цэлалікавыя.

Масавая доля атамаў хімічнага элемента ў складаным рэчыве

Як вы ўжо ведаеце з курса хіміі 7-га класа, па хімічнай формуле рэчыва можна вылічыць **масавую долю атамаў** кожнага хімічнага элемента ў гэтым рэчыве, г. зн. вызначыць, *якую частку ад агульнай масы рэчыва складае маса атамаў дадзенага элемента.*

Масавая доля атамаў элемента **A** ў складаным рэчыве A_xB_y выражана ў долях адзінкі або ў працэнтах і разлічваецца па формуле:

$$\boldsymbol{w(\text{A}) = \frac{A_\text{r}(\text{A}) \cdot x}{M_\text{r}(\text{A}_x\text{B}_y)}},$$

дзе $w(\text{A})$ — масавая доля атамаў элемента A;
$A_\text{r}(\text{A})$ — адносная атамная маса элемента A;
x — лік атамаў элемента A ў формуле рэчыва;
$M_\text{r}(\text{A}_x\text{B}_y)$ — адносная малекулярная (формульная) маса рэчыва.

Прыклад 1. Вылічыце масавыя долі атамаў хімічных элементаў у вадзе.

Дадзена:	*Рашэнне:*
H_2O	**1.** Разлічым адносную малекулярную масу вады:
$w(\text{H})$ = ? $w(\text{O})$ = ?	$M_\text{r}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_\text{r}(\text{H}) + A_\text{r}(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$
	2. Вылічым масавую долю атамаў кожнага элемента:

$$w(\text{H}) = \frac{A_\text{r}(\text{H}) \cdot 2}{M_\text{r}(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{18} \approx 0{,}11, \text{ або } 11\ \%;$$

$$w(\mathrm{O}) = \frac{A_r(\mathrm{O}) \cdot 1}{M_r(\mathrm{H_2O})} = \frac{16}{18} \approx 0{,}89, \text{ або } 89\ \%;$$

$$w(\mathrm{H}) + w(\mathrm{O}) = 1, \text{ або } 100\ \%.$$

Адказ: $w(\mathrm{H}) = 11\ \%$; $w(\mathrm{O}) = 89\ \%$.

Няцяжка пераканацца, што суадносіна масавых долей вадароду і кіслароду ў вадзе лікава роўна суадносіне мас названых элементаў у гэтым рэчыве:

$$\frac{w(\mathrm{H})}{w(\mathrm{O})} = \frac{0{,}11}{0{,}89} \approx \frac{1}{8} = \frac{m(\mathrm{H})}{m(\mathrm{O})}.$$

Зыходзячы з суадносіны мас або масавых долей атамаў элементаў у складаным рэчыве можна ўстанавіць яго **эмпірычную (найпрацейшую) формулу**, у якой адлюстроўваецца найпрацейшая лікавая суадносіна паміж атамамі элементаў. Эмпірычныя формулы большасці рэчываў немалекулярнай будовы паказваюць састаў іх формульных адзінак.

Устанаўленне формул рэчываў па масавых долях атамаў элементаў

Прыклад 2. Вызначце эмпірычную формулу рэчыва, у якім масавыя долі натрыю, серы і кіслароду роўныя адпаведна 32,4, 22,5 и 45,1 %.

Дадзена:	*Рашэнне:*
$w(\mathrm{Na}) = 32{,}4\ \%$ $w(\mathrm{S}) = 22{,}5\ \%$ $w(\mathrm{O}) = 45{,}1\ \%$	**1.** Абазначым лікі атамаў натрыю, серы і кіслароду ў эмпірычнай формуле рэчыва адпаведна x, y и z. Тады формулу гэтага рэчыва можна запісаць як $\mathrm{Na}_x\mathrm{S}_y\mathrm{O}_z$.
$\mathrm{Na}_x\mathrm{S}_y\mathrm{O}_z$ — ?	

2. Няхай маса порцыі дадзенага рэчыва роўна 100 г, тады масы атамаў элементаў, якія змяшчаюцца ў ім, будуць роўны:

$$m(\mathrm{Na}) = 32{,}4 \text{ г}; \qquad m(\mathrm{S}) = 22{,}5 \text{ г};$$
$$m(\mathrm{O}) = 45{,}1 \text{ г}.$$

3. Знойдзем суадносіну хімічных колькасцей атамаў адпаведных элементаў у дадзеным рэчыве:

$$n(\mathrm{Na}) : n(\mathrm{S}) : n(\mathrm{O}) = \frac{m(\mathrm{Na})}{M(\mathrm{Na})} : \frac{m(\mathrm{S})}{M(\mathrm{S})} : \frac{m(\mathrm{O})}{M(\mathrm{O})} =$$

$$= \frac{32{,}4 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} : \frac{22{,}5 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} : \frac{45{,}1 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} =$$

$$= 1{,}4 \text{ моль} : 0{,}7 \text{ моль} : 2{,}8 \text{ моль}.$$

4. Вызначым эмпірычную формулу рэчыва, г. зн. вызначым найменшыя цэлалікавыя індэксы x, y і z. Для гэтага падзелім кожнае са знойдзеных лікаў на найменшае з іх, г. зн. на 0,7:

$$x : y : z = \frac{1,4}{0,7} : \frac{0,7}{0,7} : \frac{2,8}{0,7} = 2 : 1 : 4.$$

Значыць, эмпірычная формула рэчыва: Na_2SO_4.

Адказ: Na_2SO_4.

Што датычыцца рэчываў малекулярнай будовы, то іх *сапраўдныя*, або **малекулярныя**, формулы не заўсёды супадаюць з эмпірычнымі формуламі. Напрыклад, эмпірычная формула этану CH_3, а малекулярная — C_2H_6; эмпірычная формула бензолу CH, а малекулярная — C_6H_6. Таму для знаходжання малекулярных (сапраўдных) формул такіх рэчываў неабходна ведаць іх адносныя малекулярныя масы.

Прыклад 3. Устанавіце малекулярную формулу вугляводу, у якім масавыя долі атамаў вугляроду, вадароду і кіслароду роўныя адпаведна 40, 6,67 і 53,33 %. Адносная малекулярная маса рэчыва роўна 180.

Дадзена:
$w(C) = 40$ %
$w(H) = 6,67$ %
$w(O) = 53,33$ %
$M_r(C_xH_yO_z) = 180$

$C_xH_yO_z$ — ?

Рашэнне:

1. Знойдзем мольную суадносіну атамаў C, H і O:

$$x : y : z = n(C) : n(H) : n(O) =$$

$$= \frac{m(C)}{M(C)} : \frac{m(H)}{M(H)} : \frac{m(O)}{M(O)} =$$

$$= \frac{40\ г}{12\ г/моль} : \frac{6,67\ г}{1\ г/моль} : \frac{53,33\ г}{16\ г/моль} =$$

$$= 3,33\ моль : 6,66\ моль : 3,33\ моль.$$

2. Вызначым эмпірычную формулу рэчыва:

$$x : y : z = \frac{3,33}{3,33} : \frac{6,66}{3,33} : \frac{3,33}{3,33} = 1 : 2 : 1,$$

значыць, гэта формула — CH_2O.

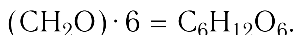
3. Знойдзем адносную малекулярную масу CH_2O:

$$M_r(CH_2O) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 30.$$

4. Вызначым суадносіну паміж велічынямі адноснай малекулярнай масы вугляводу і адноснай малекулярнай масы CH_2O:

$$\frac{M_r(\text{вугляводу})}{M_r(CH_2O)} = \frac{180}{30} = 6.$$

5. Вызначым малекулярную формулу рэчыва. Паколькі M_r(вугляводу) у 6 разоў большая $M_r(CH_2O)$, то ў малекулярнай формуле вугляводу лікавыя індэксы ў 6 разоў большыя, чым у эмпірычнай:



$$(CH_2O) \cdot 6 = C_6H_{12}O_6.$$

Адказ: малекулярная формула вугляводу — $C_6H_{12}O_6$.

Стэхіяметрыя — раздзел хіміі, які разглядае колькасны састаў рэчываў, а таксама колькасныя суадносіны паміж рэагуючымі рэчывамі ў хімічных рэакцыях.

Суадносіна стэхіяметрычных каэфіцыентаў ва ўраўненні рэакцыі роўна суадносіне хімічных колькасцей адпаведных рэчываў.

Суадносіна стэхіяметрычных індэксаў у эмпірычнай або ў малекулярнай формуле рэчыва роўна суадносіне хімічных колькасцей атамаў адпаведных элементаў у дадзеным рэчыве.

Пытанні і заданні

1. Сфармулюйце закон захавання масы рэчываў і праілюструйце яго сутнасць на прыкладзе рэакцыі гарэння бутану C_4H_{10}.

2. Чым падобныя і чым адрозніваюцца схема і ўраўненне хімічнай рэакцыі. Адказ пацвердзіце канкрэтнымі прыкладамі.

3. У няшчыльна закрытай пасудзіне знаходзіцца вада аб'ёмам 100 $см^3$. Кожную секунду з пасудзіны вылятае 2 млрд малекул. Колькі часу неабходна для таго, каб выпарылася ўся вада?

4. Вылічыце масавыя долі элементаў у рэчывах: а) сернай кіслаце; б) аміяку; в) аксіду вугляроду(IV); г) глюкозе.

5. Устанавіце эмпірычную формулу рэчыва, у якім масавыя долі калію, марганцу і кіслароду роўныя адпаведна 24,7, 34,85 і 40,51 %.

6. Устанавіце малекулярную формулу аскарбінавай кіслаты (вітаміну С), у якой масавыя долі вугляроду, вадароду і кіслароду роўныя адпаведна 40,91, 4,55 і 54,54 %. Адносная малекулярная маса рэчыва роўна 176.

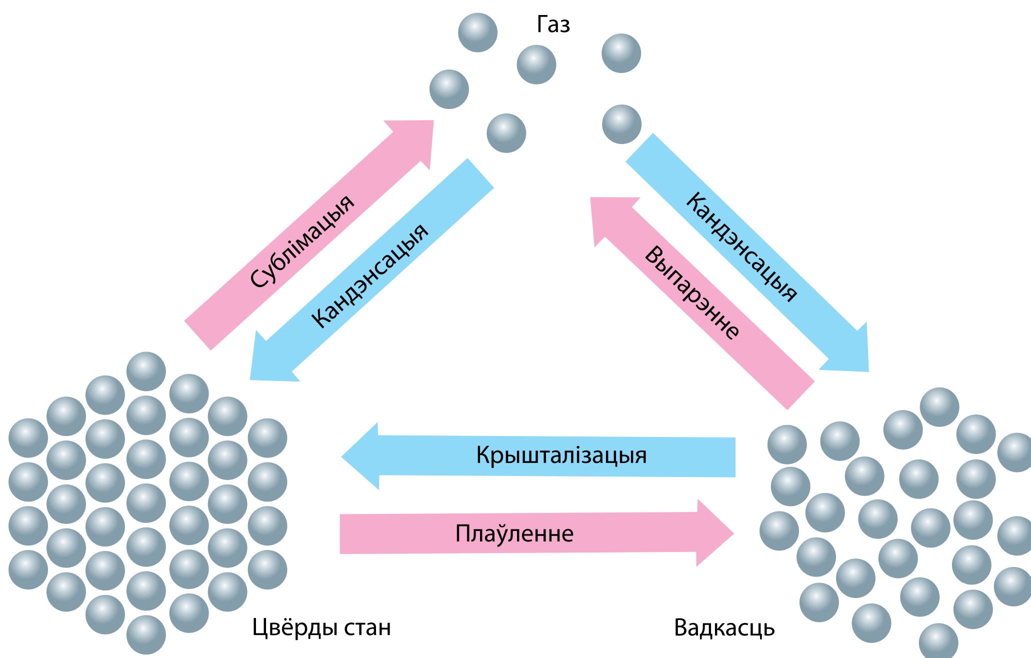
7. * Выведзіце малекулярную формулу газападобнага вуглевадароду, у якім масавая доля вугляроду роўна 85,7 %, а маса яго пары аб'ёмам (н. у.) 10 $дм^3$ роўна 18,75 г.

§ 8. Газападобны стан рэчываў

Рэчывы могуць знаходзіцца ў трох агрэгатных станах: цвёрдым, вадкім і газападобным (мал. 5). Цвёрды і вадкі станы аб'ядноўваюцца агульнай назвай *кандэнсаваны стан*. У агульным выпадку агрэгатны стан рэчыва вызначаецца *тэмпературай* і *ціскам*. Пры вельмі высокай тэмпературы газападобны стан устойлівы, пры нізкай тэмпературы, наадварот, большасць рэчываў знаходзіцца ў кандэнсаваным стане. Павышэнне ціску садзейнічае пераходу рэчыва ў кандэнсаваны стан.

У цвёрдым стане адлегласць паміж часціцамі, з якіх складаецца дадзенае рэчыва, вельмі малая (мал. 5), таму часціцы знаходзяцца ў непасрэднай блізкасці адна ад адной, утвараючы строга ўпарадкаваную структуру.

У вадкасцей адлегласць паміж часціцамі крыху большая (прыкладна на 10—15 %), але сілы ўзаемадзеяння паміж імі яшчэ дастаткова трывалыя, каб не дазволіць часціцам адрывацца адна ад адной (мал. 5). У адрозненне ад цвёрдых цел, вадкасці не маюць пэўнай формы: яны прымаюць форму пасудзіны, у якой знаходзяцца.



Мал. 5. Агрэгатныя станы рэчываў і пераходы паміж імі

У газах пры звычайных умовах адлегласць паміж часціцамі ў сотні разоў большая за памеры саміх часціц (малекул). Гэтыя адлегласці залежаць ад знешняга **ціску** і ад **кінетычнай энергіі** малекул, якая, у сваю чаргу, вызначаецца толькі **тэмпературай.** Таму аб'ём порцыі газу вызначаецца не памерамі яго малекул, а адлегласцямі паміж імі, якія залежаць ад ціску і тэмпературы.

Калі ціск і тэмпература розных газаў аднолькавыя, то і адлегласці паміж малекуламі ў гэтых газах таксама прыблізна аднолькавыя.

Закон Авагадра

З апошняга заключэння вынікае зусім відавочная выснова, што ў роўных аб'ёмах розных газаў пры аднолькавых ціску і тэмпературы знаходзіцца адзін і той жа лік малекул. Менавіта гэта дапушчэнне выказаў у 1811 годзе ў выглядзе гіпотэзы італьянскі вучоны Амадэа Авагадра. Пазней гэта гіпотэза стала называцца **законам Авагадра**.

! У роўных аб'ёмах розных газаў пры аднолькавых умовах (ціск, тэмпература) змяшчаецца аднолькавы лік малекул.

З закону Авагадра вынікае некалькі важных вывадаў. ***Першы*** з іх наступны:

калі лік малекул розных газаў аднолькавы, то пры адных і тых жа ўмовах малекулы займаюць аднолькавы аб'ём.

Малярны аб'ём газаў

Паколькі 1 моль любога малекулярнага рэчыва змяшчае аднолькавы лік малекул ($6{,}02 \cdot 10^{23}$), то з гэтага вынікае, што любыя газападобныя рэчывы хімічнай колькасцю 1 моль пры аднолькавых умовах павінны займаць адзін і той жа аб'ём. Гэты аб'ём атрымаў назву *малярны аб'ём* і абазначаецца V_m.

Амадэа Авагадра
(1776—1856)

Італьянскі хімік і фізік, адзін са стваральнікаў атамна-малекулярнага вучэння. Адкрыў закон, які дазваляе вызначаць колькасныя характарыстыкі газападобных рэчываў, названы ў далейшым яго імем.

Малярны аб'ём газу V_m — велічыня, якая вызначаецца адносінай аб'ёму дадзенай порцыі газу $V(X)$ да яго хімічнай колькасці $n(X)$ у гэтай порцыі:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}.$$

Паколькі малярны аб'ём газу залежыць ад тэмпературы і ціску, то пры правядзенні розных разлікаў выкарыстоўваюць звычайна аб'ёмы газаў пры **нармальных умовах** (скарочана — **н. у.**). *Нармальным умовам адпавядаюць тэмпература 0 °C і ціск 101,325 кПа*. У далейшым мы будзем гаварыць аб газах, якія знаходзяцца менавіта пры н. у.

Устаноўлена, што *пры нармальных умовах адносіна аб'ёма любой порцыі газу да яго хімічнай колькасці ёсць велічыня пастаянная, роўная 22,4 дм³/моль*. Іншымі словамі, малярны аб'ём любога газу X пры нармальных умовах:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} = \frac{22{,}4\ \text{дм}^3}{1\ \text{моль}} = 22{,}4\ \text{дм}^3/\text{моль}.$$

Гэты вывад называюць ***другім*** вывадам з закону Авагадра.

Калі пераўтварыць апошнюю формулу ў выраз

$$V(X) = n(X) \cdot V_m,$$

то няцяжка зразумець, што хімічная колькасць газу з'яўляецца велічынёй, якая звязвае яго аб'ём з малярным аб'ёмам. Успомніце, што зусім гэтак жа хімічная колькасць з'яўляецца велічынёй, якая звязвае паміж сабой *масу* і *малярную масу* рэчыва:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X).$$

Выразіўшы хімічную колькасць рэчыва X праз адносіну $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$ і падставіўшы ў формулу $V(X) = n(X) \cdot V_m$, атрымаем суадносіну:

$$V(X) = V_m \cdot \frac{m(X)}{M(X)},$$

якая дазваляе разлічваць аб'ём порцыі любой масы дадзенага газу X, і наадварот, ведаючы аб'ём порцыі пэўнай масы газу, разлічваць малярную масу дадзенага газападобнага рэчыва:

$$M(X) = V_m \cdot \frac{m(X)}{V(X)}.$$

Малярны аб'ём газу пры нармальных умовах з'яўляецца важнай фізіка-хімічнай пастаяннай, якая шырока прымяняецца пры розных хімічных разліках. Яна дае магчымасць выкарыстоўваць аб'ём газу замест яго масы, паколькі на практыцы значна лягчэй вымераць аб'ём газу, чым яго масу.

Прыклад 1. Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, які вылучыцца пры ўзаемадзеянні цынку хімічнай колькасцю 0,5 моль з салянай кіслатой HCl.

Дадзена:
$n(\text{Zn}) = 0{,}5$ моль

$V(\text{H}_2) = ?$

Рашэнне:

1. Запішам ураўненне рэакцыі:

$$\underset{1\ \text{моль}}{\text{Zn}} + \underset{2\ \text{моль}}{2\text{HCl}} = \underset{1\ \text{моль}}{\text{ZnCl}_2} + \underset{1\ \text{моль}}{\text{H}_2\uparrow}$$

2. Вызначым хімічную колькасць вадароду, што вылучыўся:

1 моль Zn выцясняе 1 моль H_2,
0,5 моль Zn выцясняе x моль H_2,

$$\frac{1}{0{,}5} = \frac{1}{x},\ \text{адкуль}\ x = n(\text{H}_2) = \frac{0{,}5 \cdot 1}{1} = 0{,}5\ \text{моль}.$$

3. Разлічым аб'ём вадароду:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_\text{m} =$$
$$= 0{,}5\ \text{моль} \cdot 22{,}4\ \text{дм}^3/\text{моль} = 11{,}2\ \text{дм}^3.$$

Адказ: вылучыцца вадарод аб'ёмам 11,2 дм^3.

Малярная канцэнтрацыя газападобнага рэчыва

У адной і той жа пасудзіне пры розных ціску і тэмпературы можа знаходзіцца розная колькасць газу, г. зн. на адзінку аб'ёму пасудзіны могуць прыпадаць розныя хімічныя колькасці газападобнага рэчыва X. У такіх выпадках можна гаварыць аб рознай *малярнай канцэнтрацыі* c(X) газападобнага рэчыва.

! Малярная канцэнтрацыя газападобнага рэчыва X — велічыня, роўная адносіне хімічнай колькасці дадзенага газу да аб'ёму пасудзіны:

$$c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{пасудзіны})}.$$

З формулы вынікае, што адзінка малярнай канцэнтрацыі — моль/дм^3. Ведаючы малярную канцэнтрацыю газу, можна разлічыць яго хімічную колькасць у пасудзіне дадзенага аб'ёму:

$$n(\text{X}) = c(\text{X}) \cdot V(\text{пасудзіны}).$$

Напрыклад, калі малярная канцэнтрацыя кіслароду $c(O_2)$ у балоне роўна 0,05 моль/дм^3, а аб'ём гэтага балона роўны 20 дм^3, то $n(O_2) = c(O_2) \cdot V(\text{пасудзіны}) = 0{,}05$ моль/дм$^3 \cdot 20$ дм^3 = 1 моль.

У роўных аб'ёмах розных газаў пры аднолькавых умовах (ціску, тэмпературы) змяшчаецца аднолькавы лік малекул.

Малярны аб'ём газу — гэта аб'ём яго порцыі хімічнай колькасцю 1 моль. Пры нармальных умовах (р = 101,325 кПа, t = 0 °С) малярны аб'ём любога газу з'яўляецца велічынёй пастаяннай, роўнай 22,4 дм^3/моль.

Пытанні і заданні

1. Якія знешнія фактары вызначаюць адлегласць паміж малекуламі газападобнага рэчыва?

2. Дайце азначэнне паняццяў «малярны аб'ём газу» і «малярная канцэнтрацыя газападобнага рэчыва».

3. Які аб'ём (н. у.) займаюць: а) любы газ хімічнай колькасцю 2 моль; б) азот масай 7 г?

4. Разлічыце аб'ём аксіду вугляроду(IV), які ўтвараецца дзеяннем разбаўленай сернай кіслаты на карбанат натрыю хімічнай колькасцю 0,35 моль.

5. Вызначце малярную масу рэчыва, калі аб'ём яго пары (н. у.) масай 2,484 г роўны 1200 см^3.

6. Сплаў магнію і алюмінію масай 15,6 г растварылі ў салянай кіслаце, у выніку чаго вылучыўся газ аб'ёмам (н. у.) 17,92 дм^3. Разлічыце масавыя долі металаў у сплаве.

7. * Вызначце малярныя канцэнтрацыі: а) вадароду; б) кіслароду; в) метану, узятых масай 1 г і змешчаных у аднолькавыя пасудзіны аб'ёмам 15 дм^3.

§ 9. Закон аб'ёмных адносін. Адносная шчыльнасць газаў

Закон аб'ёмных адносін

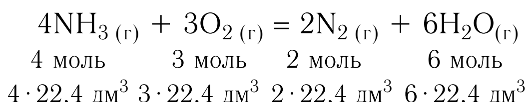
На аснове закону Авагадра і вынікаў з яго мы можам яшчэ раз канстатаваць, што аб'ём газу прапарцыянальны яго хімічнай колькасці (і, значыць, ліку яго малекул). Гэта дазваляе даць простае тлумачэнне **закону аб'ёмных адносін**, устаноўленаму французскім вучоным Ж. Л. Гей-Люсакам яшчэ ў 1807 годзе.

Жазэф Луі Гей-Люсак
(1778—1850)

Французскі хімік, адзін са стваральнікаў атамна-малекулярнага вучэння. Адкрыў закон простых аб'ёмных адносін рэагуючых газаў. Атрымаў свабодны бор, паклаў пачатак аб'ёмнаму аналізу, удасканаліў метады элементнага аналізу арганічных рэчываў.

! **Пры нязменных тэмпературы і ціску аб'ёмы газаў, якія ўступілі ў рэакцыю, адносяцца адзін да аднаго, а таксама да аб'ёмаў газападобных прадуктаў, што ўтвараюцца, як невялікія цэлыя лікі.**

Разгледзім рэакцыю гарэння аміяку NH_3 у кіслародзе з утварэннем азоту і пары вады. У гэтым працэсе ўсе рэчывы газападобныя (г):



$$4NH_{3\,(г)} + 3O_{2\,(г)} = 2N_{2\,(г)} + 6H_2O_{(г)}$$

4 моль 3 моль 2 моль 6 моль

$4 \cdot 22{,}4$ дм^3 $3 \cdot 22{,}4$ дм^3 $2 \cdot 22{,}4$ дм^3 $6 \cdot 22{,}4$ дм^3

Знойдзем суадносіну аб'ёмаў зыходных рэчываў і прадуктаў рэакцыі:

$$V(NH_3) : V(O_2) : V(N_2) : V(H_2O) =$$
$$= (4 \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3) : (3 \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3) : (2 \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3) : (6 \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3) = 4 : 3 : 2 : 6.$$

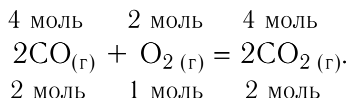
Няцяжка ўбачыць, што гэтая *суадносіна аб'ёмаў роўна суадносіне каэфіцыентаў перад формуламі адпаведных рэчываў ва ўраўненні рэакцыі.*

Напрыклад, калі ў рэакцыю ўступаюць аміяк і кісларод, аб'ёмы якіх роўныя адпаведна 4 см^3 і 3 см^3, то ў выніку рэакцыі ўтвараюцца азот аб'ёмам 2 см^3 і пара вады аб'ёмам 6 см^3.

Прыклад 1. Вызначце аб'ём (н. у.) кіслароду, які прарэагуе з аксідам вугляроду(II) масай 112 г. Які аб'ём (н. у.) вуглякіслага газу ўтварыўся?

Дадзена:	*Рашэнне:*
$m(CO) = 112$ г	**1.** Знойдзем хімічную колькасць аксіду вугляроду(II):
$V(O_2)$ — ? $V(CO_2)$ — ?	$$n(CO) = \frac{m(CO)}{M(CO)} = \frac{112 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

2. Запішам ураўненне рэакцыі і вызначым хімічныя колькасці рэчываў:



$$\begin{matrix} 4\text{ моль} & 2\text{ моль} & 4\text{ моль} \\ 2CO_{(г)} + & O_{2\,(г)} = & 2CO_{2\,(г)}. \\ 2\text{ моль} & 1\text{ моль} & 2\text{ моль} \end{matrix}$$

3. Вызначым аб’ём (н. у.) кіслароду:

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m = 2\text{ моль} \cdot 22{,}4\text{ дм}^3/\text{моль} = 44{,}8\text{ дм}^3.$$

4. Вызначым аб’ём (н. у.) вуглякіслага газу:

$$V(CO_2) = n(CO_2) \cdot V_m = 4\text{ моль} \cdot 22{,}4\text{ дм}^3/\text{моль} = 89{,}6\text{ дм}^3.$$

Адказ: аб’ём кіслароду — 44,8 дм^3; аб’ём вуглякіслага газу — 89,6 дм^3.

Адносная шчыльнасць газаў

Калі мы маем два газы A і B аднолькавага аб’ёму, то гэтыя аб’ёмы ў агульным выглядзе можна выразіць:

$$V(A) = V_m \frac{m(A)}{M(A)}; \qquad V(B) = V_m \frac{m(B)}{M(B)}.$$

Паколькі $V(A) = V(B)$, то

$$V_m \frac{m(A)}{M(A)} = V_m \frac{m(B)}{M(B)}.$$

Скарачаючы абедзве часткі ўраўнення на V_m, атрымліваем выраз:

$$\frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(B)}{M(B)},$$

адкуль пасля пераўтварэння прыходзім да канчатковага выгляду:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(A)}{M(B)}.$$

Гэта і ёсць формульнае выражэнне ***трэцяга*** вываду з закону Авагадра: *масы аднолькавых аб’ёмаў двух газаў адносяцца адна да адной як іх малярныя масы.*

Адносіна малярных мас газаў A і B называецца адноснай шчыльнасцю газа A па газе B і абазначаецца сімваламі $D_B(A)$:

$$D_B(A) = \frac{M(A)}{M(B)}.$$

Часцей за ўсё адносную шчыльнасць газападобных рэчываў вызначаюць па адносіне *да вадароду* як самаму лёгкаму газу або па адносіне *да паветра*.

Паколькі малярная маса вадароду роўна 2 г/моль, то адносная шчыльнасць любога газу А па вадародзе вылічваецца па формуле:

$$\boldsymbol{D_{H_2}(A) = \frac{M(A)}{2}}.$$

Паветра з'яўляецца сумессю газаў, таму можна гаварыць аб яго «сярэдняй малярнай масе». Яна ўяўляе сабой масу 1 моль (г. зн. 22,4 $дм^3$) паветра і роўна прыкладна 29 г/моль:

$$M_{павет} \approx 29 \text{ г/моль}.$$

Таму адносная шчыльнасць любога газу А па паветры:

$$\boldsymbol{D_{павет}(A) = \frac{M(A)}{29}}.$$

Ведаючы адносную шчыльнасць аднаго газу па другім, можна вызначыць яго малярную масу па формулах:

$$M(A) = 2 \cdot D_{H_2}(A); \qquad M(A) = 29 \cdot D_{павет}(A).$$

Напрыклад, вызначым малярную масу газу А, шчыльнасць якога па вадародзе роўна 15. Паколькі $D_{H_2}(A) = 15$, то $M(A) = 2$ г/моль $\cdot$ 15 = 30 г/моль.

Прыклад 2. Вызначце адносную шчыльнасць: а) кіслароду па вадародзе; б) вуглякіслага газу па паветры.

Дадзена:	*Рашэнне:*
$M(O_2) = 32$ г/моль $M(CO_2) = 44$ г/моль	**1.** Знаходзім адносную шчыльнасць кіслароду па вадародзе:
$D_{H_2}(O_2) = ?$ $D_{павет}(CO_2) = ?$	$D_{H_2}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(H_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 16.$

2. Вызначым адносную шчыльнасць вуглякіслага газу па паветры:

$$D_{павет}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M_{павет}} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1{,}52.$$

Адказ: адносная шчыльнасць кіслароду па вадародзе роўна 16, а адносная шчыльнасць вуглякіслага газу па паветры — 1,52.

Суадносіна каэфіцыентаў перад формуламі газападобных рэчываў ва ўраўненнях хімічных рэакцый адпавядае суадносіне аб'ёмаў гэтых рэчываў.

Адносная шчыльнасць аднаго газу па другім — гэта адносіна малярнай масы аднаго газу да малярнай масы іншага.

Пытанні і заданні

1. Вызначце адносную шчыльнасць хлору: а) па вадародзе; б) па кіслародзе; в) па паветры.

2. Адносная шчыльнасць некаторага газу па паветры роўна 0,586. Разлічыце масу гэтага газу аб'ёмам (н. у.) 200 $см^3$.

3. Прапан C_3H_8 аб'ёмам (н. у.) 44,8 $дм^3$ спалілі ў кіслародзе. Разлічыце: аб'ёмы (н. у.) кіслароду, які прарэагаваў, і ўтворанага вуглякіслага газу; масу вады, што ўтварылася.

4. Метан аб'ёмам (н. у.) 200 $дм^3$ спалілі ў кіслародзе. Разлічыце аб'ёмы (н. у.) кіслароду, што прарэагаваў; і ўтворанага аксіду вугляроду(IV).

5. Серу масай 6,4 г спалілі ў кіслародзе. Разлічыце: хімічную колькасць і аб'ём (н. у.) кіслароду, што прарэагаваў; аб'ём (н. у.) утворанага газападобнага аксіду серы(IV).

6. Вызначце аб'ём (н. у.) вадароду, які ўтвараецца пры тэрмічным раскладанні серавадароду H_2S масай 170 г. Разлічыце хімічную колькасць і масу ўтворанай пры гэтым серы.

§ 10. Рашэнне задач па тэме «Асноўныя паняцці і законы хіміі»

Любое рэчыва ўяўляе сабой сістэму ўзаемазвязаных часціц (атамаў, іонаў або малекул), якая валодае пэўнымі фізічнымі і хімічнымі ўласцівасцямі. Кожнае рэчыва, незалежна ад яго агрэгатнага стану, мае пастаянную колькасную характарыстыку — малярную масу M (г/моль), велічыня якой вызначаецца толькі якасным і колькасным саставам.

У той жа час асобная порцыя рэчыва характарызуецца велічынёй яго *хімічнай колькасці* n (моль), *масай* m (г), *аб'ёмам* V ($дм^3$), *лікам структурных адзінак* N. Калі хімічная колькасць рэчыва роўна 1 моль, то такая порцыя любога рэчыва пры любых умовах характарызуецца масай, лікава роўнай *малярнай масе* M і *лікам структурных адзінак* $6{,}02 \cdot 10^{23}$, а газападобныя рэчывы пры н. у. — яшчэ і велічынёй *малярнага аб'ёму* V_m — 22,4 $дм^3$/моль.

Калі хімічная колькасць рэчыва X не роўна 1 моль, то маса, лік структурных адзінак і аб'ём порцыі гэтага рэчыва звязаны с вышэйназванымі характарыстыкамі простымі матэматычнымі залежнасцямі:

$$m(\text{X}) = n(\text{X}) \cdot M(\text{X}); \qquad N(\text{X}) = n(\text{X}) \cdot N_{\text{A}}; \qquad V(\text{X}) = n(\text{X}) \cdot V_{\text{m}}.$$

Значыць, хімічная колькасць рэчыва n з'яўляецца велічынёй, якая звязвае паміж сабой *масу* і *малярную масу*, *лік структурных адзінак* і *лік Авагадра*, *аб'ём* і *малярны аб'ём*.

Узаемасувязь паміж усімі названымі характарыстыкамі рэчыва можна выразіць адзінай схемай:

Для рэчываў у любым агрэгатным стане

$\boldsymbol{M}$ (г/моль) — **1** моль — $\boldsymbol{N_{\text{A}}}$ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ $\left(\frac{\text{структурных адзінак}}{\text{моль}}\right)$ — $\boldsymbol{V_{\text{m}}}$ 22,4 дм^3/моль

$\boldsymbol{m}$ (г) — $\boldsymbol{n}$ (моль) — $\boldsymbol{N}$ (структурных адзінак) — $\boldsymbol{V}$ (дм^3)

Для газападобных рэчываў пры н. у.

Ведаючы любую з характарыстак канкрэтнага рэчыва, можна разлічыць усе астатнія.

Прыклад 1. Вызначце масу, хімічную колькасць і лік малекул вуглякіслага газу ў яго порцыі аб'ёмам (н. у.) 44,8 дм^3.

Дадзена:

$V(CO_2) = 44{,}8$ дм^3

$m(CO_2) = ?$

$n(CO_2) = ?$

$N(CO_2) = ?$

Рашэнне:

1. Знойдзем хімічную колькасць CO_2:

$$n(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_{\text{m}}} = \frac{44{,}8 \text{ дм}^3}{22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 2 \text{ моль}.$$

2. Вызначым малярную масу CO_2.

Паколькі $M_r(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$, то $M(CO_2)$ роўна 44 г/моль.

3. Знойдзем масу CO_2:

$$m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 2 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 88 \text{ г}.$$

4. Разлічым лік малекул CO_2:

$$N(CO_2) = n(CO_2) \cdot N_{\text{A}} = 2 \text{ моль} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 12{,}04 \cdot 10^{23} \text{ малекул}.$$

Другі спосаб рашэння задач звязаны з састаўленнем прапорцый на аснове вышэйпрыведзенай схемы:

а) маса CO_2 аб'ёмам **22,4** дм^3 роўна **44** г,
маса CO_2 аб'ёмам **44,8** дм^3 роўна ***x*** г,

адсюль $x = \frac{44,8 \cdot 44}{22,4} = 88$ (г);

б) колькасць газу аб'ёмам **22,4** дм^3 роўна **1** моль,
колькасць газу аб'ёмам **44,8** дм^3 роўна ***y*** моль,

адсюль $y = \frac{44,8 \cdot 1}{22,4} = 2$ моль;

в) у газе аб'ёмам **22,4** дм^3 лік малекул роўны $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$,
у газе аб'ёмам **44,8** дм^3 лік малекул роўны ***z***,

адсюль $z = \frac{44,8 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 12,04 \cdot 10^{23}$ малекул.

Адказ: маса CO_2 роўна 88 г, яго хімічная колькасць — 2 моль, лік малекул складае $12,04 \cdot 10^{23}$.

Прыклад 2. Чаму роўны лік малекул і атамаў у порцыі кіслароду хімічнай колькасцю 5 моль? Разлічыце масу і аб'ём дадзенай порцыі кіслароду пры н. у.

Дадзена:
$n(O_2) = 5$ моль

$N(O_2) = ?$
$N(O) = ?$
$m(O_2) = ?$
$V(O_2) = ?$

Рашэнне:

1. Разлічым лік малекул у названай порцыі кіслароду:

$$N(O_2) = n(O_2) \cdot N_A = 5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 30,01 \cdot 10^{23} \text{ малекул.}$$

2. Знойдзем лік атамаў кіслароду. Паколькі кожная малекула кіслароду O_2 складаецца з двух атамаў, то агульны лік атамаў кіслароду будзе ўдвая большы за лік малекул, г. зн.

$$N(O) = 2 \cdot N(O_2) = 2 \cdot 30,01 \cdot 10^{23} = 60,02 \cdot 10^{23} \text{ атамаў.}$$

3. Разлічым масу кіслароду:

$$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль;}$$
$$m(O_2) = n(O_2) \cdot M(O_2) = 5 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 160 \text{ г.}$$

4. Вызначым аб'ём кіслароду пры нармальных умовах:

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m = 5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 112 \text{ дм}^3.$$

Адказ: у порцыі кіслароду колькасцю 5 моль змяшчаецца $30,1 \cdot 10^{23}$ малекул і $60,02 \cdot 10^{23}$ атамаў. Маса кіслароду роўна 160 г, а яго аб'ём — 112 дм^3.

Прыклад 3. Пры ўзаемадзеянні графіту (вугляроду) масай 9 г і серы, маса якой складала 48 г, утварылася бінарнае злучэнне. Вызначце яго эмпірычную формулу.

Дадзена:	*Рашэнне:*
$m(C) = 9$ г $m(S) = 48$ г	**1.** Знойдзем хімічныя колькасці зыходных простых рэчываў:
C_xS_y — ?	$n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{9 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 0{,}75$ моль; $n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{48 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 1{,}5$ моль.

2. Знойдзем цэлалікавую суадносіну гэтых хімічных колькасцей, роўную суадносіне індэксаў x і y, і складзём эмпірычную формулу:

$$x : y = n(C) : n(S) = 0{,}75 \text{ моль} : 1{,}5 \text{ моль} = 1 : 2.$$

Значыць, эмпірычная формула злучэння — CS_2.

Адказ: формула злучэння серы з вугляродам — CS_2.

Прыклад 4. Устанавіце малекулярную формулу рэчыва з масавай доляй вугляроду 40 %, вадароду — 6,67 % і кіслароду — 53,33 %. Шчыльнасць пары гэтага рэчыва па паветры роўна 2,07.

Дадзена:	*Рашэнне:*
$w(C) = 40$ % $w(H) = 6{,}67$ % $w(O) = 53{,}33$ % $D_{возд} = 2{,}07$	**1.** Няхай маса порцыі дадзенага рэчыва роўна 100 г. Тады масы элементаў у гэтай яго порцыі роўны: $m(C) = 40$ г; $m(H) = 6{,}67$ г; $m(O) = 53{,}33$ г.
$C_xH_yO_z$ — ?	**2.** Знойдзем суадносіну хімічных колькасцей атамаў названых элементаў:

$$n(C) : n(H) : n(O) =$$

$$= \frac{40 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} : \frac{6{,}67 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} : \frac{53{,}33 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 3{,}33 \text{ моль} : 6{,}67 \text{ моль} : 3{,}33 \text{ моль}.$$

3. Вызначым эмпірычную формулу рэчыва, падзяліўшы кожны са знойдзеных лікаў на найменшы з іх (3,33):

$$x : y : z = \frac{3{,}33}{3{,}33} : \frac{6{,}67}{3{,}33} : \frac{3{,}33}{3{,}33} = 1 : 2 : 1,$$

значыць, эмпірычная формула рэчыва — CH_2O.

4. Вылічым малярную масу невядомага злучэння па яго адноснай шчыльнасці:

$$M(C_xH_yO_z) = 29 \cdot D_{\text{павет}} = 29 \cdot 2{,}07 \approx 60 \text{ г/моль}.$$

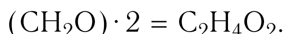
5. Знойдзем малярную масу CH_2O:

$$M(CH_2O) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 30 \text{ г/моль}.$$

6. Вызначым суадносіну паміж велічынямі малярнай масы невядомага рэчыва і малярнай масы CH_2O:

$$\frac{M(C_xH_yO_z)}{M(CH_2O)} = \frac{60 \text{ г/моль}}{30 \text{ г/моль}} = 2{,}0.$$

7. Складзём малекулярную формулу рэчыва. Паколькі малярная маса дадзенага рэчыва ў 2 разы большая за малярную масу CH_2O, індэксы ў гэтай формуле трэба павялічыць у 2 разы:



$$(CH_2O) \cdot 2 = C_2H_4O_2.$$

Адказ: малекулярная формула рэчыва — $C_2H_4O_2$.

Пытанні і заданні

1. Дадзены порцыі рэчываў: а) медзі масай 0,64 г; б) вады масай 3,6 г; в) Al_2O_3 масай 51 г; г) глюкозы $C_6H_{12}O_6$ масай 45 г. Разлічыце хімічную колькасць кожнага з гэтых рэчываў і лік атамаў, якія ў іх змяшчаюцца.

2. Алюміній масай 0,54 г поўнасцю прарэагаваў з серай, маса якой састаўляла 0,96 г. Устанавіце формулу прадукту рэакцыі і назавіце яго.

3. У злучэнні азоту з вадародам масавая доля вадароду састаўляе 12,5 %. Устанавіце малекулярную формулу гэтага злучэння, калі яго адносная шчыльнасць па паветры роўна 1,1.

4. Пры напальванні крышталічнай соды $Na_2CO_3 \cdot xH_2O$ масай 5,72 г утварылася бязводнае цвёрдае рэчыва масай 2,12 г. Вызначце формулу зыходнага крышталегідрату.

5. Газавая сумесь складаецца з кіслароду аб'ёмам (н. у.) 4,48 $дм^3$ і аксіду серы(IV) аб'ёмам (н. у.) 6,72 $дм^3$. Разлічыце масу гэтай сумесі і яе адносную шчыльнасць па вадародзе. Які аб'ём (н. у.) аксіду серы(VI) можна атрымаць пры ўзаемадзеянні названых рэчываў?

6. Пры тэрмічным раскладанні некаторага рэчыва масай 2,45 г утварыўся хларыд калію масай 1,49 г і вылучыўся кісларод аб'ёмам (н. у.) 672 $см^3$. Вызначце формулу гэтага рэчыва.

7. Пры поўным спальванні арганічнага рэчыва масай 13,8 г утварыліся аксід вугляроду(IV) масай 26,4 г і вада масай 16,2 г. Знайдзіце малекулярную формулу рэчыва, калі адносная шчыльнасць яго пары па вадародзе роўна 23.

Раздзел III

БУДОВА АТАМА І ПЕРЫЯДЫЧНЫ ЗАКОН

§ 11. Будова атама

Атам — найменшая састаўная частка простых і складаных рэчываў. Гаворачы аб атамах, мы падкрэслівалі, што гэта *хімічна непадзельныя* часціцы, якія не знікаюць і не ўзнікаюць пры хімічных рэакцыях.

На працягу многіх стагоддзяў атам лічыўся элементарнай, г. зн. далей непадзельнай часціцай. І толькі адкрыцці, зробленыя фізікамі ў XIX стагоддзі, дазволілі даказаць складанасць будовы атама. Да гэтых адкрыццяў адносяцца перш за ўсё: а) вывучэнне *электролізу*, г. зн. працэсу раскладання рэчываў электрычным токам; б) адкрыццё катодных прамянёў — патоку адмоўна зараджаных часціц, якія ў далейшым атрымалі назву *электроны*; і, нарэшце, в) выяўленне *з'явы радыеактыўнасці,* якая ўяўляе сабой самаадвольны распад атамаў адных элементаў з утварэннем атамаў другіх элементаў.

Ядзерная мадэль будовы атама

На пачатку XX стагоддзя на аснове даследаванняў многіх вучоных і перш за ўсё англійскага фізіка Э. Рэзерфарда была ўстаноўлена прынцыповая мадэль будовы атама, якая атрымала назву **ядзерная (планетарная)**. Згодна з гэтай мадэллю атам складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў, якія рухаюцца вакол яго. Амаль уся маса атама (больш 99,96 %) сканцэнтравана ў яго ядры. Дыяметр ядра прыблізна ў 100 000 разоў меншы за дыяметр усяго атама (парадку 10^{-8} см).

Дыяметр самага вялікага атама (атама францыю Fr) большы за дыяметр самага маленькага (атама гелію He) больш чым у 7 разоў, а маса самага цяжкага (атама элемента з атамным нумарам 118) большая за масу самага лёгкага (атама вадароду) амаль у 300 разоў.

Састаў атамных ядзер

Згодна з сучаснымі ўяўленнямі ядры атамаў складаюцца з двух відаў часціц: **пратонаў** і **нейтронаў**, якія маюць агульную назву **нуклоны** (ад лац. *nucleus* — ядро).

Пратоны і нейтроны маюць практычна аднолькавую масу, роўную прыкладна 1u, г. зн. адной атамнай адзінцы масы (гл. § 4). Пратон (яго сімвал **p**) мае зарад 1+, а нейтрон (сімвал **n**) электранейтральны.

Зарад **электрона** (сімвалічнае абазначэнне $\mathbf{e^-}$) роўны 1−, а маса ў 1836 разоў меншая за масу пратона. Адсюль зразумела, што практычна ўся маса атама сканцэнтравана ў яго ядры.

У табліцы 4 прыведзены асноўныя характарыстыкі элементарных часціц, якія ўваходзяць у састаў атама.

Табліца 4. **Асноўныя характарыстыкі элементарных часціц, якія ўваходзяць у састаў атама**

Часціца	Сімвал	Маса спакою		Зарад	
		абсалютная, кг	адносная	электрычны, Кл	адносны
пратон	p	$1{,}673 \cdot 10^{-27}$	$1{,}0073 \approx 1$	$1{,}602 \cdot 10^{-19}$	1+
нейтрон	n	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$	$1{,}0087 \approx 1$	0	0
электрон	e^-	$9{,}109 \cdot 10^{-31}$	0,0005	$-1{,}602 \cdot 10^{-19}$	1−

Пратоны і нейтроны ўтрымліваюцца ў ядры асобнымі сіламі, якія так і называюцца **ядзерныя сілы**. Ядзерныя сілы дзейнічаюць толькі на вельмі малых адлегласцях (парадку 10^{-13} см), але іх велічыня ў сотні і тысячы разоў перавышае сілу адштурхвання аднайменна зараджаных пратонаў. Энергія сувязі нуклонаў у ядрах атамаў у мільён разоў перавышае энергію хімічнай сувязі. *Таму пры хімічных рэакцыях ядры атамаў не разбураюцца, а адбываецца толькі перагрупоўка атамаў*.

Лік пратонаў (Z) у ядры атама носіць назву *пратонны лік*. Ён роўны **атамнаму нумару** элемента і вызначае яго месца ў перыядычнай сістэме. У гэтым заключаецца **фізічны сэнс атамнага нумара**. Атамны нумар вызначае месца элемента ў перыядычнай сістэме і таму яго часта называюць **парадкавым нумарам**.

Зарад ядра вызначаецца лікам пратонаў, і паколькі атам цалкам электранейтральны, то відавочна, што **лік пратонаў у яго ядры роўны ліку электронаў.**

Атамны (парадкавы) нумар элемента	=	Адносны зарад ядра атама	=	Лік пратонаў у ядры	=	Лік электронаў у атаме

Агульны лік пратонаў (Z) і нейтронаў (N) называецца **масавым** (або *нуклонным*) **лікам** (A):

$$A = Z + N.$$

Масавы лік практычна вызначае масу атама ў атамных адзінках, паколькі маса электронаў састаўляе мізэрную частку агульнай масы атама.

Зарад ядра атама (пратонны лік) і яго масавы лік запісваюць лікавымі індэксамі злева ад сімвала хімічнага элемента $^{A}_{Z}\mathbf{X}$, напрыклад: $^{14}_{7}\mathbf{N}$, $^{52}_{24}\mathbf{Cr}$, $^{235}_{92}\mathrm{U}$.

! Від атамаў з пэўнымі значэннямі атамнага нумара і масавага ліку называецца нуклідам.

Для абазначэння нуклідаў выкарыстоўваюць назву элементаў або іх сімвалы, дзе запісваюць масавыя (нуклонныя) лікі: вуглярод-12, або ^{12}C, кісларод-17, або ^{17}O, хлор-35, або ^{35}Cl.

Ізатопы

Большасць элементаў існуе ў выглядзе некалькіх нуклідаў, якія адрозніваюцца адзін ад аднаго сваімі масавымі лікамі. Гэта тлумачыцца тым, што ў іх ядрах пры адным і тым жа ліку пратонаў можа знаходзіцца розны лік нейтронаў. Так, прыродны кісларод ($Z = 18$), акрамя атамаў, у ядрах якіх знаходзіцца 8 нейтронаў ^{16}O, мае нукліды з лікам нейтронаў 9 і 10 — ^{17}O і ^{18}O. Такія нукліды з'яўляюцца ізатопамі (ад грэч. *ізас* — роўны, *топас* — месца), г. зн. *«займаюць адно месца»* ў табліцы перыядычнай сістэмы.

! Ізатопы — нукліды, якія маюць аднолькавы атамны нумар, але розныя масавыя лікі.

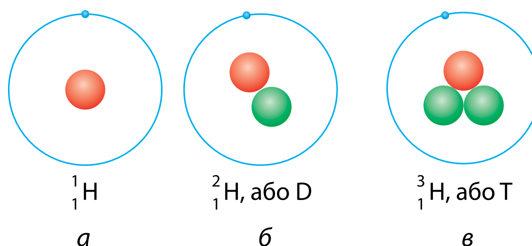
Іншымі словамі, ізатопы — гэта нукліды аднаго і таго ж элемента. Таму тэрмін «ізатопы» трэба ўжываць *толькі ў множным ліку*. Ізатопы любога элемента сапраўды займаюць адно месца ў перыядычнай сістэме, паколькі на-

лежаць аднаму і таму ж элементу. Значыць, і хімічныя ўласцівасці ізатопаў дадзенага элемента таксама будуць практычна аднолькавыя.

Цяпер мы можам даць больш дакладнае азначэнне хімічнага элемента.

! Хімічны элемент — гэта сукупнасць усіх нуклідаў, якія маюць аднолькавы атамны нумар (г. зн. аднолькавы зарад ядра).

Назвы і сімвалы ізатопаў супадаюць з назвамі і сімваламі адпаведных элементаў. Толькі ізатопы вадароду маюць уласныя назвы і сімвалы: *протый* — ${}^{1}_{1}$H; *дэйтэрый* — D, або ${}^{2}_{1}$H; *трытый* — T, або ${}^{3}_{1}$H (мал. 6).



Мал. 6. Ізатопы вадароду:
а — протый; *б* — дэйтэрый; *в* — трытый

Паколькі большасць хімічных элементаў у прыродзе існуе у выглядзе сумесі нуклідаў, то адносная атамная маса дадзенага элемента з'яўляецца *сярэдняй велічынёй масавых лікаў нуклідаў* з улікам долі кожнага з іх у прыроднай сумесі. Гэта тлумачыць той факт, што адносныя атамныя масы большасці элементаў *не з'яўляюцца цэлалікавымі велічынямі.*

Напрыклад, вуглярод існуе ў прыродзе ў выглядзе двух нуклідаў — ^{12}C (яго доля ў прыроднай сумесі роўна 0,9889) і ^{13}C (доля якога роўна 0,0111). Адносная атамная маса гэтага элемента складае:

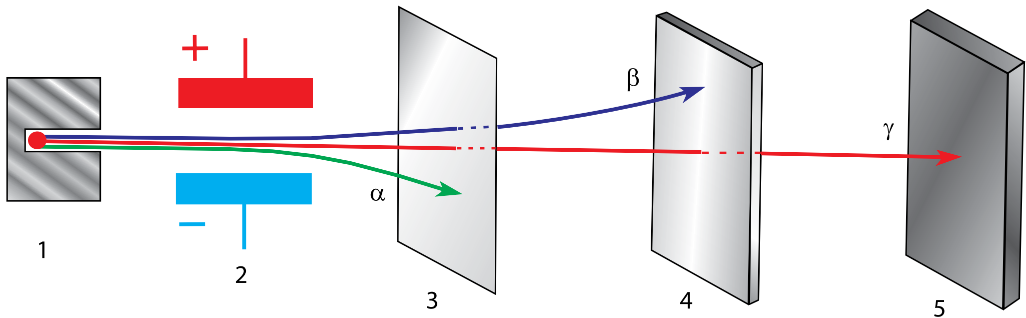
$$A_г(C) = 12 \cdot 0{,}9889 + 13 \cdot 0{,}0111 = 12{,}011.$$

З'ява радыеактыўнасці

Усе нукліды падзяляюцца на два тыпы: *стабільныя* і *радыеактыўныя (радыенукліды)*. Стабільныя нукліды могуць існаваць без змянення саставу ядзер неабмежавана доўга. Таму большасць прыродных нуклідаў, якія ўваходзяць у састаў навакольных нас рэчываў, стабільныя.

Устойліваму стану ядзер атамаў адпавядаюць пэўныя суадносіны лікаў пратонаў і нейтронаў: для лёгкіх элементаў (з атамнымі нумарамі ад 1 да 20) — $Z/N \approx 1$, для цяжкіх — каля 0,6. Пры парушэнні пратонна-нейтроннай суадносіны ядро (а разам з ім і атам) становіцца *радыеактыўным*.

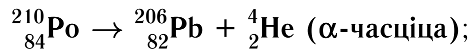
! Радыеактыўнасцю называецца самаадвольнае ператварэнне няўстойлівых атамных ядзер у іншыя ядры, якое суправаджаецца выпраменьваннем розных часціц.



Мал. 7. Асноўныя тыпы радыеактыўных прамянёў:
1 — крыніца радыеактыўнага выпраменьвання; *2* — пласціны зараджанага кандэнсатара;
3 — ліст паперы; *4* — ліст алюмінію; *5* — свінцовы блок

Асноўнымі тыпамі радыеактыўных ператварэнняў з'яўляюцца (мал. 7):

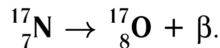
1) **α-распад:**



$$^{210}_{84}\mathbf{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\mathbf{Pb} + {}^{4}_{2}\mathbf{He}\ (\alpha\text{-часціца});$$

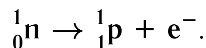
α-часціцы ўяўляюць сабой ядры атамаў нукліду $^{4}_{2}$He з дадатным зарадам 2+;

2) **β-распад:**



$$^{17}_{7}\mathbf{N} \rightarrow {}^{17}_{8}\mathbf{O} + \beta.$$

У дадзеным выпадку β-часціца з'яўляецца фактычна электронам, які ўтвараецца ў ядры атама ў выніку ператварэння нейтрона ў пратон:



$$^{1}_{0}\mathbf{n} \rightarrow {}^{1}_{1}\mathbf{p} + \mathbf{e}^{-}.$$

Радыеактыўны распад часта суправаджаецца выпраменьваннем **γ-прамянёў** — патоку квантаў жорсткага электрамагнітнага выпраменьвання, якое не мае зараду (гл. мал. 7).

Устойлівасць радыенукліду характарызуецца *перыядам паўраспаду* $\boldsymbol{T}_{1/2}$ — часам, за які лік ядзер змяншаецца ў выніку распаду *ўдвая*. Для розных радыенуклідаў ён вагаецца ад долей секунды да мільярдаў гадоў. Так, для ^{28}Al перыяд паўраспаду роўны 2,2 мінуты, для ^{131}I — 8 сутак, для ^{137}Cs — 30,17 года, а для ^{238}U — амаль 4,5 млрд гадоў.

Пасля адкрыцця з'явы радыеактыўнасці сталі магчымымі штучнае ператварэнне адных хімічных элементаў у другія, сінтэз ядзер элементаў, якія не існуюць на Зямлі. Так былі атрыманы элементы, якія знаходзяцца ў перыядычнай сістэме пасля урану U. Безумоўна, такія працэсы, хоць і называюцца *ядзернымі рэакцыямі,* не з'яўляюцца хімічнымі рэакцыямі, пры якіх атамы не знікаюць і не ўзнікаюць зноў.

Вывучэнне радыеактыўнасці прывяло да стварэння ядзернай энергетыкі і, на жаль, ядзернай зброі. З'ява радыеактыўнасці шырока прымяняецца ў навуцы, медыцыне, прамысловасці і сельскай гаспадарцы. Разам з тым перад чалавецтвам узніклі праблемы, звязаныя са шкодным уздзеяннем радыяцыі на жывыя арганізмы. Таму выкарыстанне ядзерных працэсаў і радыеактыўных рэчываў павінна ажыццяўляцца ў строга кантралюемых умовах, з прытрымліваннем найстражэйшых мер бяспекі.

Атам з'яўляецца электранейтральнай мікрасістэмай, якая складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў.

Атамны нумар хімічнага элемента роўны пэўнаму зараду ядра яго атама, ліку пратонаў у ядры і ліку электронаў у атаме.

Від атамаў з пэўнымі значэннямі атамнага нумара і масавага ліку называецца нуклідам.

Радыеактыўнасць — самаадвольнае ператварэнне няўстойлівых атамных ядзер у іншыя ядры, якое суправаджаецца выпраменьваннем розных часціц.

Пытанні і заданні

1. Якія фізічныя з'явы з'явіліся доказам складанасці будовы атама? Дайце тлумачэнне кожнаму з іх.

2. Дайце азначэнне паняццяў «пратонны лік», «масавы лік».

3. Прыродная медзь уяўляе сабой сумесь нуклідаў ^{63}Cu і ^{65}Cu. Доля першага ў прыроднай сумесі роўна 73 %, другога — 27 %. Вылічыце адносную атамную масу медзі.

4. Чаму роўныя зарад ядра, лік нейтронаў і лік электронаў у атаме кожнага з нуклідаў: ^{35}Cl, ^{40}K, ^{56}Fe, ^{208}Pb?

5. Растлумачце прычыну і сутнасць радыеактыўнасці. Чым адрозніваецца радыенуклід ад стабільнага нукліду таго ж элемента?

6. Вызначце лік атамаў вугляроду ў C_5H_{12} хімічнай колькасцю 0,2 моль.

§ 12. Стан электрона ў атаме

Хімічныя ўласцівасці атамаў праяўляюцца толькі пры хімічных рэакцыях. Паколькі састаў ядзер атамаў пры гэтым не змяняецца, то відавочна, што ўсе змяненні, якія адбываюцца з дадзеным атамам у працэсе хімічнага ператварэння, з'яўляюцца вынікам змянення яго электроннага стану.

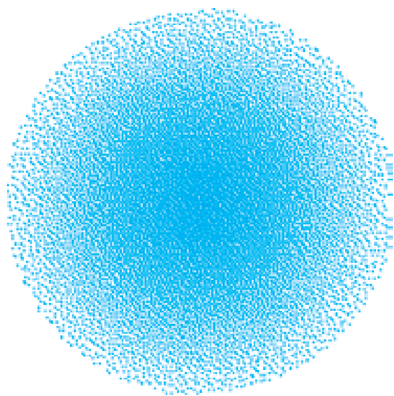
Большасць уласцівасцей атама вызначаецца яго электроннай будовай. Як яна ўплывае на канкрэтныя ўласцівасці атама, на ўласцівасці рэчываў, у саставе якіх атам знаходзіцца, можна зразумець, толькі правільна ўяўляючы *стан электрона* ў атаме.

Электроннае воблака

Асновай сучаснай тэорыі будовы атама з'яўляюцца законы і палажэнні квантавай хвалевай механікі — раздзела фізікі, які вывучае рух мікрааб'ектаў (электронаў, пратонаў, нейтронаў і іншых часціц).

Згодна з квантава-механічнымі ўяўленнямі электрону, які рухаецца, уласціва *дваістая прырода*. Ён з'яўляецца *часціцай* (мае пэўную масу, зарад), але яго рух вакол ядра мае *хвалевы характар* (адсутнічае пэўная траекторыя руху, дакладнае месцазнаходжанне ў прасторы і інш.). Значыць, мікрааб'екты, у тым ліку і электрон, валодаюць адначасова **карпускулярнымі** і **хвалевымі** ўласцівасцямі.

Паколькі ў электрона, які рухаецца ў атаме, адсутнічае траекторыя, то для апісання такога руху выкарыстоўваецца **імавернасны** падыход. Матэматычна вызначаецца не дакладнае становішча электрона ў атаме, а *імавернасць* яго знаходжання ў той ці іншай вобласці каляядзернай прасторы.



Мал. 8. Схема электроннага воблака атама вадароду

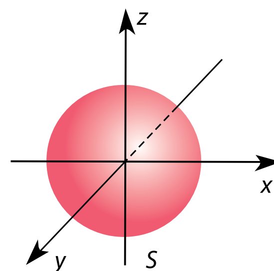
Стан (у квантавай механіцы сінонім слова *рух*) электрона ў атаме апісваецца з дапамогай квантава-механічнай мадэлі — **электроннага воблака** (мал. 8). Электрон рухаецца вакол ядра з велізарнай скорасцю, пры якой яго адмоўны зарад быццам бы «размазваецца» ў прасторы. Атрымліваецца, што ядро абкружана трохмерным электронным воблакам. Шчыльнасць такога электроннага воблака аказваецца рознай у розных месцах. У тых месцах, дзе часцей знаходзіцца электрон, утвараецца зона большай **электроннай шчыльнасці**.

Атамная арбіталь

Паколькі існуе верагоднасць знаходжання электрона нават на адносна вялікай адлегласці ад ядра, электроннае воблака не мае дакладных меж. Таму звычайна яго абмяжоўваюць умоўнай паверхняй, якая ахоплівае прыкладна 90 % электроннага воблака. Такую вобласць каляядзернай прасторы называюць *атамнай электроннай арбіталлю,* або проста *арбіталлю*.

Арбіталь — вобласць каляядзернай прасторы, у якой найбольш верагодна знаходжанне дадзенага электрона.

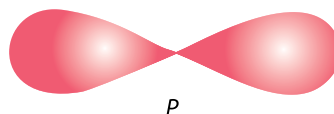
Арбіталі, у залежнасці ад энергіі электронаў, маюць розныя ***формы*** і ***памеры***. Так, арбіталь адзінага электрона атама вадароду мае сферычную (шарападобную) форму. Такія арбіталі, якія маюць шарападобную форму, абазначаюцца літарай ***s***, а электроны, што займаюць гэтыя арбіталі, называюцца ***s*-электронамі** (мал. 9).



Мал. 9. Схема *s*-электроннай арбіталі

Чым вышэй энергія электрона ў атаме, тым слабей ён прыцягваецца да ядра, тым большая па памеры яго арбіталь (электроннае воблака). Электронная шчыльнасць з павелічэннем памераў арбіталі *змяншаецца*.

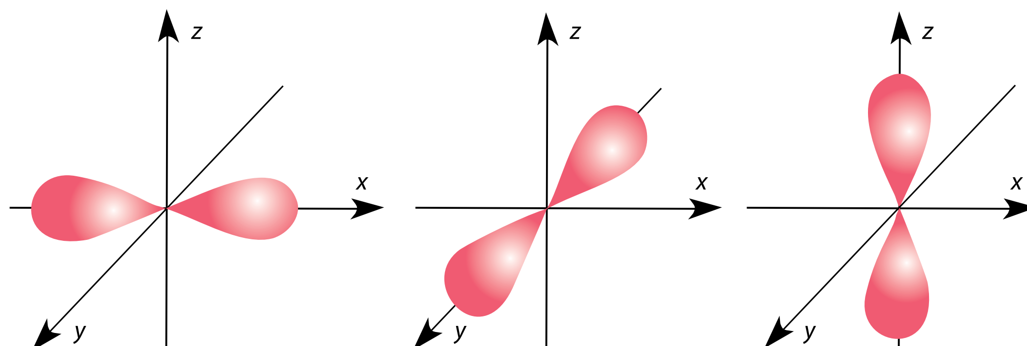
Арбіталі ў многаэлектронных атамах могуць мець і іншыя формы, напрыклад форму гантэлі («аб'ёмнай васьмёркі») (мал. 10). Такія арбіталі абазначаюцца літарай ***p***, а электроны, якім яны адпавядаюць, называюць ***p*-электронамі**.



Мал. 10. Схема *p*-электроннай арбіталі

Тры *p*-арбіталі размяшчаюцца (арыентуюцца) у каляядзернай прасторы ўзаемна перпендыкулярна ўздоўж кожнай з трох восей сістэмы каардынат (мал. 11).

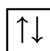
Больш складаную форму маюць арбіталі *d*-тыпу і *f*-тыпу.



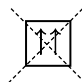
Мал. 11. Узаемнае размяшчэнне *p*-арбіталей у многаэлектронным атаме

Графічна арбіталь паказваюць у выглядзе клетачкі (*квантавай ячэйкі*), а электрон — у выглядзе стрэлкі. Так, арбіталь атама вадароду з яго адзіным электронам можна паказаць наступным чынам:

Акрамя руху вакол ядра, кожны электрон характарызуецца ўласным momантам руху, які называецца *спінам*. Спрошчана спін (ад англ. *spin* — вярчэнне) можна ўявіць як вярчэнне электрона вакол уласнай восі. Спінавае вярчэнне электрона магчыма толькі па гадзіннікавай або супраць гадзіннікавай стрэлкі. **На адной арбіталі можа знаходзіцца не больш за два электроны, якія маюць процілеглыя (антыпаралельныя) спіны.** У гэтым выпадку два электроны называюцца **спаранымі:**



Такі іх стан у атаме *энергетычна выгадны*, у адрозненне ад стану з аднолькавымі спінамі:



Калі на арбіталі знаходзіцца адзін электрон, то ён з'яўляецца **няспараным**.

Энергетычныя ўзроўні

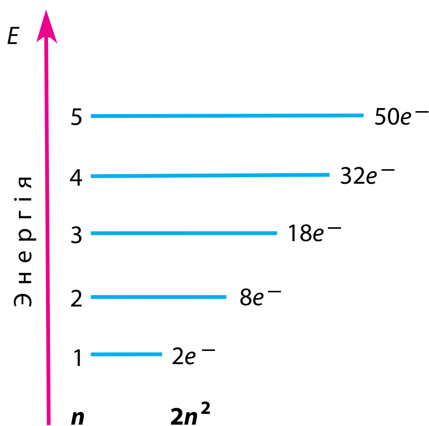
Электроны ў атаме адрозніваюцца сваёй энергіяй. Чым большая энергія электрона ў атаме, тым далей ён знаходзіцца ад ядра, значыць, тым большы памер электроннага воблака (арбіталі). І наадварот, электроны, якія валодаюць адносна невялікай энергіяй, большасць часу знаходзяцца паблізу ядра, быццам бы засланяючы (*экрануючы*) яго ад іншых электронаў, якія прыцягваюцца да ядра слабей і знаходзяцца на большым аддаленні ад яго. Так утвараюцца нібы *абалонкі* з электронаў з блізкімі значэннямі энергіі. Можна сказаць, што электроны з блізкімі значэннямі энергіі складаюць у атаме адзіны *электронны слой*, або *энергетычны ўзровень*.

Энергетычны ўзровень (электронны слой, электронная абалонка) — гэта сукупнасць электронаў з блізкімі значэннямі энергій.

Лік энергетычных узроўняў у атаме, на якіх знаходзяцца электроны, роўны нумару перыяду, у якім знаходзіцца хімічны элемент у перыядычнай сістэме. Кожны энергетычны ўзровень абазначаецца сваім нумарам: $n = 1, 2, 3, 4, \ldots, \infty$. Чым большы нумар узроўню, тым вышэй энергія

электронаў, якія знаходзяцца на гэтым узроўні, і тым слабей яны прыцягваюцца да ядра. Пры $n = \infty$ электрон валодае такім запасам энергіі, якая дазваляе яму пакінуць атам, пры гэтым атам ператвараецца ў дадатна зараджаны іон.

Лік арбіталей $N_{арб}$ на дадзеным энергетычным узроўні роўны: $N_{арб} = n^2$. Паколькі на кожнай арбіталі не можа быць больш за два электроны, то максімальны лік электронаў $N_{эл}$ на энергетычным узроўні роўны падвоенаму квадрату нумара ўзроўню:



Мал. 12. Схема энергетычных узроўняў

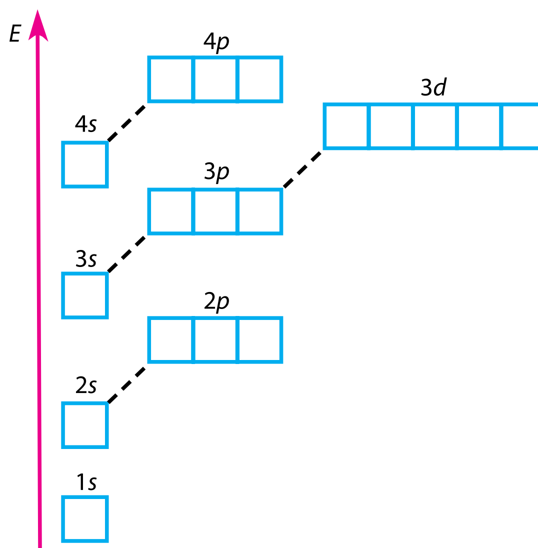
$$N_{эл} = 2n^2.$$

На малюнку 12 прыведзена схема энергетычных узроўняў і іх электроннай ёмістасці.

Энергетычныя падузроўні

Электроны аднаго і таго ж энергетычнага ўзроўню могуць крыху адрозніваcца значэннямі энергіі. Яны ўтвараюць у межах дадзенага ўзроўню **энергетычныя падузроўні.** Значыць, *энергетычны ўзровень уяўляе сабой сукупнасць энергетычных падузроўняў, якія крыху адрозніваюцца па энергіях.* Яны абазначаюцца літарамі s, p, d, f ... . *Лік падузроўняў, з якіх складаецца дадзены энергетычны ўзровень, роўны яго нумару.*

Першы энергетычны ўзровень ($n = 1$) складаецца з аднаго падузроўню (s), другі ($n = 2$) — з двух



Мал. 13. Схема энергетычных падузроўняў і арбіталей у атамах

(s, p), трэці ($n = 3$) — з трох (s, p, d) і г. д. Кожны падузровень, у сваю чаргу, складаецца з пэўнага ліку атамных арбіталей. Так, s-падузровень складаецца з адной арбіталі, p-падузровень — з трох, d-падузровень — з пяці арбіталей (мал. 13).

З прыведзенай схемы відаць, што s-падузровень кожнага энергетычнага ўзроўню валодае найменшым запасам энергіі:

$$E_s < E_p < E_d < \ldots .$$

Для таго каб адрозніваць энергетычныя падузроўні і арбіталі розных энергетычных узроўняў, іх абазначаюць двума знакамі: 1s, 2p, 3s, 3d. Лічба адпавядае нумару энергетычнага узроўню, а літара — тыпу энергетычнага падузроўню.

Абагулім звесткі аб электронным стане атамаў элементаў першых чатырох перыядаў у выглядзе табліцы 5.

Табліца 5. **Электронны стан атамаў элементаў 1, 2, 3, 4-га перыядаў**

Энергетычны ўзровень n	Лік падузроўняў	Тып падузроўню	Лік арбіталей, N(арб)		Максімальны лік электронаў, N(эл)	
			на падузроўні	на ўзроўні	на падузроўні	на ўзроўні
1	1	1s	1	1	2	2
2	2	2s 2p	1 3	4	2 6	8
3	3	3s 3p 3d	1 3 5	9	2 6 10	18
4	4	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

Электрону, які рухаецца ў атаме, уласціва дваістая прырода: ён з'яўляецца часціцай, якая мае хвалевы характар руху.

Электроннае воблака — гэта квантава-механічная мадэль руху электрона вакол ядра.

Атамная арбіталь — вобласць каляядзернай прасторы, у якой найбольш верагодна знаходжанне дадзенага электрона.

На адной арбіталі можа знаходзіцца не больш за два электроны, якія маюць процілеглыя (антыпаралельныя) спіны.

Сукупнасць электронаў з блізкімі значэннямі энергій называецца энергетычным узроўнем (або, што тое ж самае, электронным слоем, электроннай абалонкай).

Пытанні і заданні

1. Дайце азначэнне паняццяў: «электроннае воблака», «атамная арбіталь», «электронны слой», «энергетычны ўзровень і энергетычны падузровень».

2. Чым вызначаецца лік энергетычных узроўняў у атаме? Чаму роўны лік падузроўняў на энергетычным узроўні?

3. З якога ліку арбіталей складаюцца *s*-, *p*-, *d*-падузроўні? Чаму роўны максімальны лік электронаў на кожным з гэтых падузроўняў? Назавіце максімальную электронную ёмістасць чатырох першых энергетычных узроўняў.

4. На якой арбіталі — 2*s* або 3*s* — электрон мае большую энергію? Дзе ён больш трывала звязаны з ядром? Чаму?

5. Назавіце лік атамных арбіталей у атамах кіслароду і аргону.

6. Вызначце сумарны лік пратонаў, нейтронаў і электронаў у $Ca_3(PO_4)_2$ хімічнай колькасцю 0,05 моль.

7. Колькі электронаў можа максімальна знаходзіцца на адной арбіталі? Чым яны адрозніваюцца? Назавіце максімальны лік электронаў, якія знаходзяцца на *s*-, *p*-, *d*-арбіталях.

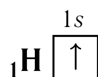
§ 13. Электронныя канфігурацыі атамаў

Агульны лік электронаў у атаме вызначаецца зарадам яго ядра, г. зн. пратонным лікам. Ён роўны атамнаму нумару элемента. Электроны ў залежнасці ад іх энергіі размяркоўваюцца ў атаме па энергетычных узроўнях і падузроўнях, кожны з якіх складаецца з пэўнага ліку арбіталей.

Размеркаванне электронаў выражаецца з дапамогай **электронных канфігурацый** атама. Напрыклад, у вадароду, элемента з атамным нумарам 1, электронная канфігурацыя — $1s^1$. У гэтай формуле лічбай злева запісваецца нумар энергетычнага ўзроўню, затым ідзе літара, якая абазначае падузровень, і, нарэшце, лічба ўверсе справа паказвае лік электронаў на гэтым падузроўні.

Схематычна электронная будова атама адлюстроўваецца з дапамогай **электронна-графічнай схемы**, у якой арбіталі паказваюцца ў выглядзе клетачак,

а электроны — у выглядзе стрэлак. Электронна-графічная схема атама вадароду паказваецца так:



Пры састаўленні формул электронных канфігурацый атамаў неабходна прытрымлівацца наступных правіл.

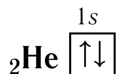
Правіла 1. *Размеркаванне электронаў у атаме, які знаходзіцца ў асноўным (найбольш устойлівым) стане, вызначаецца* ***прынцыпам мінімуму энергіі****: асноўнаму стану атама адпавядаюць найбольш нізкія з магчымых энергетычныя ўзроўні і падузроўні.*

Таму арбіталі ў атамах элементаў першых трох перыядаў запаўняюцца электронамі ў парадку павелічэння іх энергіі:

$$1s \to 2s \to 2p \to 3s \to 3p.$$

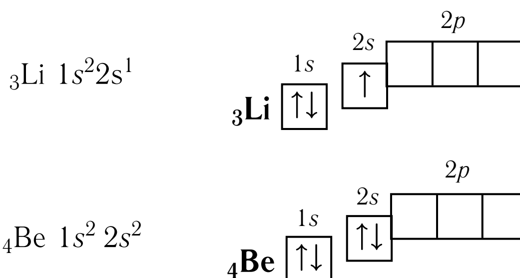
Правіла 2. *На кожнай арбіталі максімальна можа знаходзіцца не больш за два электроны, прычым з процілеглымі спінамі.*

Такім чынам, у наступнага за вадародам гелію $_2$He электронная канфігурацыя — $_2$He $1s^2$, а электронна-графічная схема:

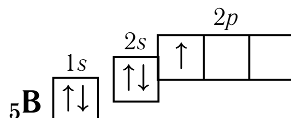


Паколькі на першым электронным слоі могуць знаходзіцца толькі два электроны, то гэты слой у атаме гелію з'яўляецца **завершаным** і, значыць, вельмі ўстойлівым.

У атамаў элементаў другога перыяду запаўняецца другі энергетычны ўзровень, на якім можа знаходзіцца не больш за 8 электронаў. Спачатку электроны запаўняюць $2s$-арбіталь (у атамаў літыю і берылію):



Паколькі $2s$-арбіталь запоўнена, то пяты электрон у атама бору В займае адну з трох $2p$-арбіталей. Электронная канфігурацыя атама бору — $_5B\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$, а электронна-графічная схема:



Звярніце ўвагу, што падузровень $2p$ шчыльна прылягае да падузроўню $2s$, але знаходзіцца крыху вышэй. Так падкрэсліваецца яго прыналежнасць да аднаго і таго ж узроўню (другога) і адначасова большы запас энергіі.

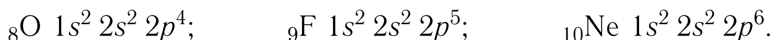
Правіла 3. Яно ўстанаўлівае парадак запаўнення арбіталей аднаго падузроўню. *Электроны аднаго падузроўню спачатку запаўняюць усе пустыя арбіталі аднаго падузроўню па адным, а калі лік электроноў больш за лік арбіталей, то па два.*

Значыць, электронныя канфігурацыі атамаў вугляроду і азоту:

$$_6C\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^2 \qquad і \qquad _7N\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^3,$$

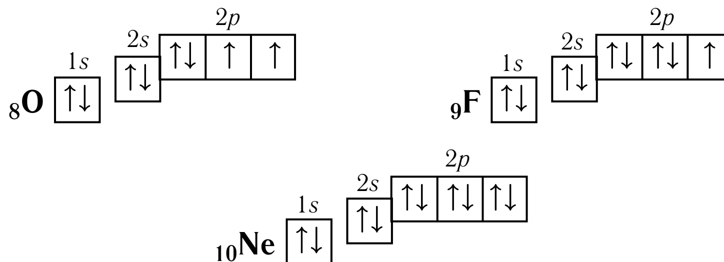
а іх электронна-графічныя схемы:

У атамаў кіслароду, фтору і неону лік электронаў павялічваецца, і яны вымушаны размяшчацца на p-арбіталях другога энергетычнага ўзроўню па два:



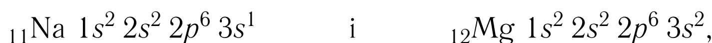
$$_8O\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4; \qquad _9F\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^5; \qquad _{10}Ne\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6.$$

Электронна-графічныя схемы атамаў гэтых элементаў:



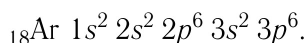
Электронная канфігурацыя знешняга слоя $2s^22p^6$ адпавядае яго *поўнаму запаўненню* і таму з'яўляецца вельмі ўстойлівай.

У атамах элементаў трэцяга перыяду пачынае фарміравацца трэці электронны слой. Спачатку запаўняецца электронамі *s*-падузровень у натрыю і магнію:



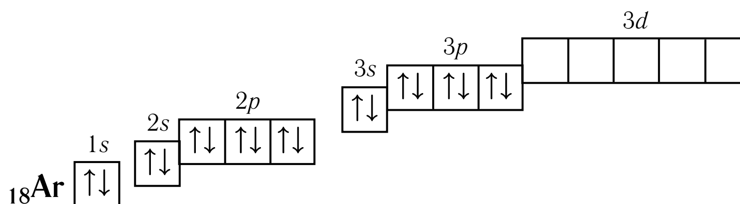
$$_{11}\mathrm{Na}\ 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1 \qquad \text{і} \qquad _{12}\mathrm{Mg}\ 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2,$$

а затым *p*-падузровень у алюмінію, крэмнію, хлору і аргону:



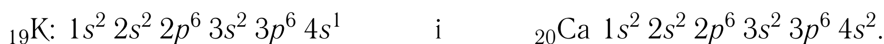
$$_{18}\mathrm{Ar}\ 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6.$$

Электронна-графічная схема атама аргону:



У атаме аргону на *знешнім* электронным слоі знаходзіцца 8 электронаў. Значыць, ён завершаны, паколькі **ў атаме любога элемента на знешнім энергетычным узроўні максімальна можа знаходзіцца не больш за 8 электронаў**.

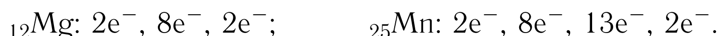
Забудоўванне *трэцяга электроннага слоя* гэтым не вычэрпваецца. У адпаведнасці з формулай $N_{эл} = 2n^2$ максімальна на ім можа знаходзіцца 18 электронаў: 8 на *s*- і *p*-падузроўнях і 10 — на *d*-падузроўні. Гэты падузровень будзе фарміравацца ў элементаў чацвёртага перыяду. Але спачатку ў першых двух элементаў чацвёртага перыяду — калію і кальцыю — з'яўляецца *чацвёрты электронны слой*, які адкрываецца *s*-падузроўнем (энергія падузроўню 4*s* крыху меншая, чым падузроўню 3*d*, гл. мал. 13):



$$_{19}\mathrm{K}\colon 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1 \qquad \text{і} \qquad _{20}\mathrm{Ca}\ 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2.$$

Толькі пасля гэтага пачне запаўняцца электронамі *d*-падузровень трэцяга, цяпер ужо *перадзнешняга*, энергетычнага узроўню.

Акрамя электронных канфігурацый і электронна-графічных схем часам ужываюць і **электронныя схемы атамаў**, у якіх паказваюць толькі лік электронаў на кожным энергетычным узроўні (электронным слоі):



$$_{12}\mathrm{Mg}\colon 2e^-,\ 8e^-,\ 2e^-; \qquad _{25}\mathrm{Mn}\colon 2e^-,\ 8e^-,\ 13e^-,\ 2e^-.$$

З такімі схемамі вы пазнаёміліся яшчэ ў 8-м класе.

Электронная будова атама вызначаецца зарадам яго ядра, які роўны атамнаму нумару элемента ў перыядычнай сістэме.

Размеркаванне электронаў па энергетычных узроўнях, падузроўнях і арбіталях адлюстроўваюць з дапамогай электронных канфігурацый і электронна-графічных схем, а таксама электронных схем атамаў.

На знешнім электронным слоі ў атаме любога элемента можа знаходзіцца не больш за 8 электронаў.

Пытанні і заданні

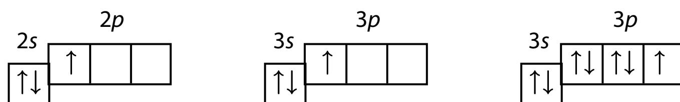
1. Колькі падузроўняў можа быць у кожным з энергетычных узроўняў з $n = 1, 2, 3, 4$? Як абазначаюцца гэтыя падузроўні? Колькі электронаў максімальна можа знаходзіцца на кожным падузроўні і ўзроўні?

2. У якім парадку арбіталі запаўняюцца электронамі? Чым вызначаецца гэты парадак?

3. Складзіце электронныя схемы, а затым электронныя канфігурацыі і электронна-графічныя схемы атамаў: B, F, Al, Si, Cl.

4. Колькі электронаў знаходзіцца на знешнім электронным слоі атамаў літыю, вугляроду, магнію, серы, аргону? Колькі з іх спараных і няспараных?

5. Атамам якіх элементаў адпавядаюць указаныя схемы размеркавання электронаў на знешнім энергетычным узроўні?



6. Запішыце поўныя электронныя канфігурацыі, а затым пакажыце электронна-графічныя схемы наступных атамаў і іонаў: Ga, Fe, Ca^{2+}, Cu^{+}, Br^{-}, S^{2-}.

7. Разлічыце ўтрыманне кальцыю, кіслароду, вугляроду і вадароду (у грамах, молях і масавых долях) у $Ca(HCO_3)_2$ масай 32,4 г.

§ 14. Перыядычны закон і перыядычная сістэма хімічных элементаў

Вось ужо чацвёрты год вы вывучаеце хімію і ўвесь гэты час карыстаецеся табліцай хімічных элементаў, якая ўяўляе сабой графічны відарыс **перыядычнай сістэмы элементаў**. Перыядычная сістэма, у сваю чаргу, з'яўляецца выражэннем **перыядычнага закону**, адкрытага рускім хімікам

Д. І. Мендзялеевым у 1869 годзе. З таго часу перыядычны закон — аснова сучаснай хіміі. Фізічны сэнс перыядычнага закону стаў зразумелы толькі пасля стварэння тэорыі будовы атама. Але сама гэта тэорыя развівалася і развіваецца на аснове перыядычнага закону і перыядычнай сістэмы.

Згодна з гэтай тэорыяй галоўнай характарыстыкай атама з'яўляецца дадатны зарад ядра. Зарад ядра вызначае лік электронаў у атаме, яго электронную будову і, значыць, усе ўласцівасці атамаў дадзенага элемента і яго становішча ў перыядычнай сістэме. Таму сучасная фармулёўка перыядычнага закону такая:

Уласцівасці атамаў хімічных элементаў, а таксама саставу і ўласцівасці рэчываў, утвораных імі, знаходзяцца ў перыядычнай залежнасці ад зарадаў атамных ядзер.

Структура перыядычнай сістэмы

Са структурай перыядычнай сістэмы ў агульных рысах вы ўжо знаёмыя. Усе хімічныя элементы ў ёй размяшчаюцца ў парадку ўзрастання атамнага нумара, які ў сувязі з гэтым мае яшчэ адну назву — парадкавы нумар. Лікавая велічыня атамнага нумара роўна дадатнаму зараду ядра атама адпаведнага элемента.

У табліцы сем гарызантальных радоў элементаў, якія называюцца **перыядамі**, а таксама васямнаццаць вертыкальных слупкоў — **груп**. Такім чынам, кожны хімічны элемент мае свой **атамны** (парадкавы) **нумар**, знаходзіцца ў **пэўным перыядзе** і **пэўнай групе**.

Вядома каля 700 форм графічнага відарыса перыядычнай сістэмы. Але прынцыповы падыход да пабудавання табліц адзіны — элементы размяшчаюцца ў парадку ўзрастання зарадаў ядзер іх атамаў. З павелічэннем атамнага нумара адбываецца паступовая забудова электроннай структуры атамаў элементаў у адпаведнасці з прынцыпамі запаўнення. Такім чынам, структура перыядычнай сістэмы звязана з электроннай структурай элементаў.

У залежнасці ад таго, які энергетычны падузровень запаўняецца электронамі апошнім, адрозніваюць чатыры тыпы (*сям'і*) элементаў:

1) *s-элементы* — апошнім запаўняецца *s*-падузровень знешняга энергетычнага ўзроўню;

2) *p-элементы* — апошнім запаўняецца *p*-падузровень знешняга энергетычнага ўзроўню;

3) *d-элементы* — апошнім запаўняецца *d*-падузровень перадапошняга энергетычнага ўзроўню;

4) *f-элементы* — апошнім запаўняецца *f*-падузровень трэцяга звонку ўзроўню.

Перыяды

Перыядам у перыядычнай сістэме называецца паслядоўны рад элементаў, у атамах якіх электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню змяняецца ад ns^1 да ns^2np^6 (для першага перыяду $1s^1$ і $1s^2$) (табл. 6).

Табліца 6. **Паслядоўнасць запаўнення энергетычных падузроўняў у элементаў розных перыядаў**

Нумар перыяду	Запаўняемыя энергетычныя падузроўні	Максімальны лік электронаў
1	$1s$	2
2	$2s2p$	8
3	$3s3p$	8
4	$4s3d4p$	18
5	$5s4d5p$	18
6	$6s4f5d6p$	32
7	$7s5f6d7p$	32

Пры гэтым нумар перыяду супадае з нумарам *n* знешняга энергетычнага ўзроўню.

Іншымі словамі, *нумар перыяду паказвае на лік энергетычных узроўняў, на якіх знаходзяцца электроны ў атамах дадзенага элемента*. У гэтым заключаецца **фізічны сэнс нумара перыяду**.

Кожны з перыядаў (за выключэннем першага) пачынаецца тыповым металам (метал шчолачнай групы) і заканчваецца высакародным газам, якому папярэднічае неметал, г. зн. у перыядзе з павелічэннем зараду ядра атамаў назіраецца паступовае змяненне ўласцівасцей ад металічных да тыпова неметалічных, што звязваецца з павелічэннем ліку электронаў на знешнім энергетычным узроўні.

Першыя тры перыяды змяшчаюць толькі *s*- і *p*-элементы. Чацвёрты, пяты і наступныя перыяды ўключаюць у свой састаў таксама элементы, у атамаў якіх адбываецца запаўненне *d*-падузроўню перадзнешняга энергетычнага ўзроўню. У элементаў шостага і сёмага перыядаў акрамя *s*-, *p*- і *d*-падузроўняў запаўняюцца і *f*-падузроўні трэцяга звонку электроннага слоя. *f*-Элементы

аб'ядноўваюцца ў сем'і, якія называюцца *лантанідамі* (4*f*-элементы) і *актынідамі* (5*f*-элементы). Яны вынесены за межы табліцы (гл. форзац 1).

Групы

У вертыкальных калонках, што называюцца групамі, аб'яднаны элементы, атамы якіх маюць падобную электронную будову. Усяго ў табліцы 18 груп, прануммараваных арабскімі лічбамі. Акрамя таго, групы маюць традыцыйную нумарацыю рымскімі лічбамі ад I да VIII з дабаўленнем літар A або B. У атамаў элементаў груп A апошнімі запаўняюцца *s*- і *p*-падузроўні знешніх энергетычных узроўняў (табл. 7). Элементы, у якіх апошнімі запаўняюцца *d*-падузроўні другога звонку або *f*-падузроўні трэцяга звонку энергетычнага ўзроўню, складаюць групы B.

Табліца 7. **Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню ў атамаў элементаў груп A (1—4-ы перыяды)**

	Група								
	IA	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1-ы перыяд	$1s^1$								$1s^2$
2-і перыяд	$2s^1$	$2s^2$		$2s^22p^1$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$2s^22p^6$
3-і перыяд	$3s^1$	$3s^2$		$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
4-ы перыяд	$4s^1$	$4s^2$	*d*-элементы	$4s^24p^1$	$4s^24p^2$	$4s^24p^3$	$4s^24p^4$	$4s^24p^5$	$4s^24p^6$
Агульная электронная канфігурацыя	ns^1	ns^2		ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

Атамы элементаў груп A і B адрозніваюцца сваімі хімічнымі ўласцівасцямі, аднак яны маюць і агульнае, што аб'ядноўвае іх у групы з аднолькавымі рымскімі нумарамі (I, II і г. д.).

Нумар групы (рымскімі лічбамі), як правіла, паказвае лік электронаў у атаме, якія могуць удзельнічаць ва ўтварэнні хімічных сувязей. У гэтым заключаецца **фізічны сэнс нумара групы**.

Электроны, якія прымаюць удзел ва ўтварэнні хімічных сувязей, называюцца **валентнымі**. У элементаў груп A валентнымі з'яўляюцца электроны *знешняга энергетычнага ўзроўню*, а ў элементаў груп B — яшчэ і электроны *перадапошніх узроўняў*. Гэта асноўнае адрозненне паміж элементамі груп A і B.

Цяпер мы можам даць больш дакладнае азначэнне паняцця *група*.

Група — вертыкальны слупок элементаў з аднолькавым лікам валентных электронаў у атамах.

Такім чынам, строгая перыядычнасць размяшчэння хімічных элементаў у перыядычнай сістэме поўнасцю тлумачыцца паслядоўным характарам запаўнення энергетычных узроўняў і падузроўняў іх атамаў.

Галоўнай характарыстыкай атама з'яўляецца дадатны зарад ядра, які лікава роўны атамнаму нумару элемента.

Кожны хімічны элемент мае свой атамны (парадкавы) нумар, знаходзіцца ў пэўным перыядзе і пэўнай групе.

Гарызантальны рад элементаў, размешчаных у парадку ўзрастання іх атамных нумароў, які пачынаецца шчолачным металам і заканчваецца высакародным газам, называецца перыядам.

Вертыкальны слупок элементаў, атамы якіх маюць аднолькавую будову знешніх электронных слаёў, называецца групай.

Пытанні і заданні

1. У чым прычына перыядычнасці ў змяненні ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў?

2. Чым адрозніваюцца па электроннай будове элементы груп А і В?

3. Дайце азначэнне паняцця «група». На аснове якіх прыкмет элементы аб'ядноўваюць у адну групу? Як называюцца такія элементы?

4. Якія элементы называюцца *s*-элементамі, а якія *p*-элементамі? Колькі *s*- і *p*-элементаў у кожным перыядзе? Колькі ўсяго такіх элементаў у перыядычнай сістэме?

5. Складзіце электронныя схемы атамаў: а) Li і K; б) Cl і I. Намалюйце іх поўныя электронна-графічныя схемы і запішыце скарочаныя электронныя формулы.

6. Назавіце хімічныя элементы і вызначце іх становішча ў перыядычнай сістэме (перыяд, група) па электронных канфігурацыях:

а) $1s^2 2s^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

7. Назавіце хімічныя элементы па электронных канфігурацыях знешняга слоя іх атамаў: а) $3s^2 3p^6$; б) $2s^2 2p^5$. Прывядзіце іх поўныя электронныя канфігурацыі і намалюйце электронна-графічныя схемы.

§ 15. Перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў і іх злучэнняў

Паколькі электронная канфігурацыя атамаў хімічных элементаў змяняецца перыядычна з ростам зараду іх ядзер, усе іх уласцівасці, якія вызначаюцца электроннай будовай, заканамерна змяняюцца па перыядах і групах перыядычнай сістэмы. Да такіх уласцівасцей адносяцца перш за ўсё розныя характарыстыкі атамаў: атамныя і іонныя радыусы, электраадмоўнасць, ступень акіслення і інш. Перыядычна змяняюцца таксама многія хімічныя і фізічныя ўласцівасці простых і складаных рэчываў, утвораных элементамі-аналагамі.

Атамныя і іонныя радыусы

З пункту гледжання квантавай механікі атам не мае строга акрэсліных меж, паколькі арбіталі, на якіх знаходзяцца яго электроны, таксама не маюць дакладных памераў. Аб памерах атамаў і іонаў мяркуюць па эксперыментальных дадзеных аб адлегласцях паміж суседнімі атамамі ў малекулах або крышталях. Умоўна форму атама або іона лічаць шарападобнай, таму колькаснай характарыстыкай іх памеру з'яўляецца **радыус**.

Адрозніваюць **атамныя радыусы** і **іонныя радыусы**. Пры гэтым радыусы дадатных іонаў (*катыёнаў*) заўсёды меншыя за радыусы атамаў адпаведных элементаў, паколькі яны ўтвораны ў выніку аддачы электронаў. Радыусы адмоўных іонаў (*аніёнаў*) большыя за радыусы атамаў, паколькі яны ўтварыліся шляхам далучэння дадатковых электронаў. Напрыклад, радыус атама натрыю Na — 189 пм, а іона натрыю Na^+ — 99 пм, радыус атама хлору Cl — 99 пм, а яго іона Cl^- — 181 пм (1 пм (пікаметр) = 10^{-12} м).

Як змяняюцца радыусы атамаў у групе і ў перыядзе з ростам атамнага нумара элементаў? У элементаў, якія знаходзяцца ў адной групе, пры пераходзе зверху ўніз ад аднаго элемента да другога павялічваецца лік электронных слаёў і, значыць, *павялічваецца радыус як атамаў, так і іонаў*. Напрыклад, у групе шчолачных металаў радыусы атамаў: Li — 155 пм, Na — 189 пм, K — 236 пм, а іонаў: Li^+ — 68 пм, Na^+ — 99 пм, K^+ — 138 пм.

У перыядах перыядычнай сістэмы з павелічэннем зараду ядра атамаў павялічваецца прыцяжэнне да яго электронаў, якія знаходзяцца на адным і тым жа электронным слоі, што прыводзіць да змяншэння радыуса атамаў. Напрыклад, у элементаў трэцяга перыяду *атамныя радыусы змяншаюцца ад натрыю да хлору* — ад 189 пм да 99 пм.

Электраадмоўнасць

Праяўленне металічных або неметалічных уласцівасцей у атамаў дадзенага элемента звязана перш за ўсё з іх здольнасцю страчваць або набываць электроны. Аддача або далучэнне электронаў атамамі звычайна адбываецца ў працэсе іх хімічнага ўзаемадзеяння. Характарыстыкай атама, якая ўлічвае яго здольнасць прыцягваць да сябе валентныя электроны, з'яўляецца *электраадмоўнасць*. Яна абазначаецца літарай грэчаскага алфавіта χ (хі).

! Электраадмоўнасць атама — умоўная велічыня, якая характарызуе яго здольнасць у хімічных злучэннях зрушваць да сябе электроны ад іншых атамаў.

Для практычнай ацэнкі гэтай здольнасці атамаў уведзена ўмоўная *адносная* шкала электраадмоўнасцей. Па гэтай шкале найбольш электраадмоўным сярод элементаў, здольных утвараць хімічныя злучэнні, з'яўляецца фтор F (χ = 4,1), а найменш электраадмоўным — францый Fr (χ = 0,86).

У элементаў груп А *у перыядах* з павелічэннем атамнага нумара элементаў *электраадмоўнасць узрастае*, а *ў групах*, як правіла, *змяншаецца*.

Па велічыні электраадмоўнасці можна вызначыць прыналежнасць элемента да металаў або неметалаў. Усе неметалы звычайна маюць значэнне электраадмоўнасці большае за два. Яны размяшчаюцца ў правай верхняй частцы перыядычнай табліцы. У металаў значэнне электраадмоўнасці меншае за два. Некалькі элементаў (B, Si, Ge, As, Te) са значэннямі электраадмоўнасці, блізкімі да 2, размяшчаюцца ўздоўж дыяганалі ад бору B да астату At. Атамы гэтых элементаў праяўляюць прамежкавыя ўласцівасці, таму іх часта называюць **паўметаламі** (мал. 14).

Паўметалы

B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Неметалы

Металы

Мал. 14. Блок *p*-элементаў у перыядычнай сістэме

Перыядычнасць змянення ўласцівасцей злучэнняў

Перыядычны характар змянення будовы, фізічных і хімічных уласцівасцей маюць таксама простыя і складаныя рэчывы. Разгледзім у якасці прыкладу

заканамернасці змянення некаторых уласцівасцей атамаў і злучэнняў элементаў 3-га перыяду (табл. 8).

Табліца 8. **Змяненне ўласцівасцей атамаў элементаў 3-га перыяду і іх злучэнняў**

№ групы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Сімвал элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Лік электронаў на знешнім энергетычным узроўні	1	2	3	4	5	6	7	8
Вышэйшая ступень акіслення	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	—
Вышэйшы аксід	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
Характар уласцівасцей	асноў- ны	асноў- ны	амфа- тэрны	кіслот- ны	кіслот- ны	кіслот- ны	кіслот- ны	—
Гідраксід	$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$ H_3AlO_3	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	—
Характар уласцівасцей	шчо- лач	нераст- вараль- ная аснова	амфа- тэрны гідра- ксід	вельмі слабая кіслата	слабая кіслата	моцная кіслата	вельмі моцная кіслата	—
Ніжэйшая ступень акіслення	—	—	—	−4	−3	−2	−1	—
Лятучыя вадародныя злучэнні	—	—	—	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—

З табліцы вынікае, што ў перыядзе пры пераходзе злева направа ад адна- го элемента да другога адбываецца павелічэнне вышэйшай ступені акіслення і паніжэнне (па абсалютнай велічыні) ніжэйшай ступені акіслення. Перыя- ды пачынаюцца шчолачнымі металамі, якія ўтвараюць растваральныя ў ва-

дзе асноўныя аксіды і гідраксіды. Пры пераходзе ад аднаго элемента да другога назіраецца аслабленне асноўных і ўзмацненне кіслотных уласцівасцей вышэйшых аксідаў і гідраксідаў.

Элементы, размешчаныя ў адной групе, маюць аднолькавую будову знешніх электронных абалонак атамаў, і таму іх атамы праяўляюць падобныя хімічныя ўласцівасці.

Такі характар змянення ўласцівасцей у асноўным *паўтараецца* ва ўсіх перыядах (акрамя першага), значыць, такое змяненне ўласцівасцей называецца *перыядычным*.

Такім чынам, пры паслядоўным павелічэнні зарадаў атамных ядзер перыядычна паўтараецца канфігурацыя знешніх электронных абалонак і, як вынік, перыядычна паўтараюцца хімічныя ўласцівасці атамаў элементаў і іх злучэнняў. У гэтым заключаецца **фізічны сэнс перыядычнага закону**.

Атамныя і іонныя радыусы атамаў элементаў з ростам атамнага нумара памяншаюцца ў перыядах злева направа і павялічваюцца ў групах зверху ўніз.

З павелічэннем атамнага нумара ў межах кожнага перыяду электраадмоўнасць узрастае, а ў групе — змяншаецца, г. зн. металічныя ўласцівасці атамаў элементаў у перыядзе аслабляюцца, а ў групе — узмацняюцца.

Перыядычнае змяненне ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў пры павелічэнні дадатнага зараду ядзер тлумачыцца тым, што перыядычна паўтараецца будова знешніх электронных слаёў атамаў.

Пытанні і заданні

1. Як змяняюцца радыусы атамаў і іонаў у групах і перыядах перыядычнай сістэмы?

2. У атама якога элемента — хлору ці брому — радыус большы? Як растлумачыць, што радыус атама серы большы, чым атама хлору?

3. Атамы якіх элементаў: а) літыю ці натрыю; б) магнію ці фосфару — лягчэй страчваюць электроны? Чаму?

4. Дайце азначэнне электраадмоўнасці элемента. Што характарызуе гэта велічыня? Як яна змяняецца па групах і перыядах перыядычнай сістэмы?

5. У парадку павелічэння электраадмоўнасці элементы размешчаны ў радзе: а) C, I, B, Si; б) As, Se, Cl, F; в) Br, P, H, Sb; г) O, S, Se, Br. Выберыце правільны адказ.

6. Што такое металічнасць і неметалічнасць элементаў? Які з двух элементаў валодае больш выражанымі неметалічнымі ўласцівасцямі: а) C ці Si; б) Cl ці Br; в) N ці P; г) S ці Se?

7. Напішыце формулы вадародных злучэнняў элементаў групы VIIA. Вылічыце, які аб'ём ёдавадароду трэба ўзяць, каб яго маса была роўна масе хлоравадароду аб'ёмам (н. у.) 11,2 дм^3.

§ 16. Характарыстыка хімічнага элемента па яго становішчы ў перыядычнай сістэме і будове атама

Перыядычны закон і перыядычная сістэма элементаў, якая яго адлюстроўвае, уяўляюць сабой нібы кароткае абагульненне хіміі элементаў і іх злучэнняў. Табліца перыядычнай сістэмы змяшчае звесткі, якія дазваляюць апісаць будову атамаў хімічных элементаў, прадказаць састаў, будову і ўласцівасці ўтвораных імі простых рэчываў і найбольш характэрных злучэнняў: аксідаў, адпаведных ім гідраксідаў, солей, лятучых вадародных злучэнняў і г. д. Менавіта таму табліца перыядычнай сістэмы з'яўляецца абавязковай састаўляючай любога вучэбнага і даведачнага дапаможніка па хіміі.

У апісанні любога элемента асобую роль адыгрывае яго **атамны нумар *Z***, з якім звязана становішча элемента ў перыядычнай сістэме. Атамны нумар дае магчымасць ведаць не толькі парадкавы нумар элемента ў перыядычнай сістэме, але і яго месца ў перыядзе і групе, а таксама электронную будову яго атамаў.

Апісанне любога хімічнага элемента неабходна праводзіць па пэўным **алгарытме**, г. зн. прытрымлівацца строгай паслядоўнасці дзеянняў. У гэтай паслядоўнасці галоўнымі этапамі з'яўляюцца наступныя:

а) агульныя звесткі аб элеменце;
б) вызначэнне становішча элемента ў перыядычнай сістэме;
в) характарыстыка саставу атамаў элемента;
г) апісанне электроннай будовы атамаў;
д) састаў і ўласцівасці простага рэчыва;
е) састаў і ўласцівасці кіслародных і вадародных злучэнняў.

Складзём больш дэтальны алгарытм такога апісання хімічнага элемента.

1. Агульныя звесткі аб элеменце:

а) назва хімічнага элемента;
б) яго хімічны знак;
в) адносная атамная маса.

2. Становішча хімічнага элемента ў перыядычнай сістэме:

а) атамны нумар;

б) нумар перыяду;

в) нумар групы і яе тып: А або В.

3. Састаў атама:

а) зарад ядра атама;

б) лік пратонаў, электронаў і нейтронаў (для пэўнага нукліду).

4. Электронная будова атамаў элемента:

а) электронная схема атама;

б) электронная канфігурацыя атама;

в) электронна-графічная схема атама;

г) электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню;

д) электронны тып элемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-).

5. Састаў і ўласцівасці простага рэчыва:

а) метал — неметал;

б) формула простага рэчыва;

в) агрэгатны стан пры звычайных умовах.

6. Ступені акіслення элемента ў вышэйшых аксідах і лятучых вадародных злучэннях. Электраадмоўнасць.

7. Формулы аксідаў і адпаведных ім гідраксідаў. Характарыстыка кіслотна-асноўных уласцівасцей гэтых злучэнняў.

8. Формула лятучага вадароднага злучэння.

Ахарактарызуем згодна з прыведзеным алгарытмам два хімічныя элементы — натрый і фосфар.

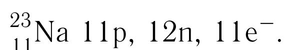
Натрый

1. Назва хімічнага элемента — *натрый*, хімічны знак — Na, адносная атамная маса — 23.

2. Натрый — элемент з атамным нумарам 11, знаходзіцца ў 3-м перыядзе, у групе IA.

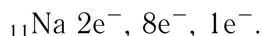
3. Зарад ядра атама натрыю 11+, значыць, у ядры знаходзіцца 11 пратонаў, агульны лік электронаў таксама 11. У ядры атама натрыю $^{23}_{11}Na$ змяшчаецца яшчэ 12 нейтронаў.

Коратка састаў гэтага атама запісваецца так:



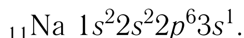
$$^{23}_{11}Na\ 11p,\ 12n,\ 11e^-.$$

4. Электронная схема атама натрыю:



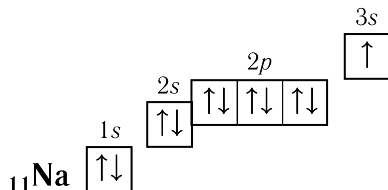
$$_{11}Na\ 2e^-,\ 8e^-,\ 1e^-.$$

Электронная канфігурацыя:



$$_{11}Na\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1.$$

Электронна-графічная схема:



Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню: $3s^1$, значыць, гэта *s*-элемент.

5. Паколькі на знешнім энергетычным узроўні ў натрыю знаходзіцца 1 электрон, то гэты элемент адносіцца да групы металаў. Простае рэчыва пры звычайных умовах — цвёрды метал. Формула простага рэчыва — Na.

6. Ступень акіслення ў вышэйшым аксідзе +1. Лятучых вадародных злучэнняў не ўтварае. Электраадмоўнасць натрыю $\chi(Na) = 1{,}01$.

7. Формула вышэйшага аксіду — Na_2O, ён мае асноўны характар. Адпаведны яму гідраксід уяўляе сабой аснову NaOH, якая раствараецца ў вадзе, г. зн. шчолач.

8. Лятучага вадароднага злучэння не ўтварае.

Наступны элемент — фосфар — прааналізуем па тым жа алгарытме, але ў больш сціслай форме.

Фосфар

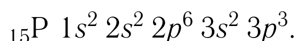
1. Фосфар P, $A_r(P) = 31$.

2. $Z = 15$. Становішча ў перыядычнай сістэме: $_{15}P$ — 3-і перыяд, група VA.

3. Састаў атама (нукліду ^{31}P): $^{31}_{15}P$ = 15p, 16n, 15 e^-.

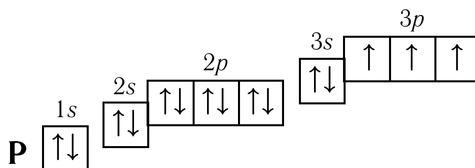
4. Электронная схема: $_{15}P$ 2e^-, 8e^-, 5e^-.

Электронная канфігурацыя:



$$_{15}P\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3.$$

Электронна-графічная схема:



Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню: $3s^23p^3$, p-элемент.

5. Фосфар — неметал. Пры звычайных умовах — цвёрдае рэчыва; малекулярная формула — P_4.

6. Ступені акіслення:

а) у вышэйшых аксідах — **+5**;

б) у лятучых вадародных злучэннях — **−3**.

Электраадмоўнасць: $\chi(P) = 2{,}1$.

7. Формула вышэйшага аксіду — P_2O_5; кіслотны. Формула вышэйшага гідраксіду — H_3PO_4 (фосфарная кіслата).

8. Лятучае вадароднае злучэнне — PH_3.

Перыядычны закон Д. І. Мендзялеева — адзін з найбольш агульных і фундаментальных законаў прыроды. Ён з'яўляецца асновай развіцця не толькі хіміі, а ўсяго прыродазнаўства ў цэлым, дазваляе раскрываць новыя заканамернасці прыроды і пранікаць у іх сутнасць.

Перыядычная сістэма хімічных элементаў уяўляе сабой прыродазнаўча-навуковую класіфікацыю элементаў па электроннай будове іх атамаў, на аснове якой будуецца вывучэнне хіміі і рашэнне яе практычных задач.

Пытанні і заданні

1. Апішыце, згодна з прыведзеным алгарытмам, наступныя хімічныя элементы: а) берылій; б) фтор; в) алюміній; г) сера; д) хлор; е) калій.

2. Чаму роўны атамны нумар элемента, калі электронная канфігурацыя знешняга слоя атама: а) $...2s^22p^2$; б) $...3s^23p^2$; в) $...3s^23p^5$? У якім перыядзе і ў якой групе яны знаходзяцца? Назавіце іх элементы-аналагі.

3. Напішыце формулы вышэйшых аксідаў і гідраксідаў для ўсіх элементаў групы IVA. Якімі ўласцівасцямі валодаюць гэтыя злучэнні?

4. Пры ўзаемадзеянні з вадой аксіду магнію хімічнай колькасцю 3 моль вылучаецца 111 кДж цеплаты, а пры ўзаемадзеянні з вадой аксіду кальцыю хімічнай колькасцю 1,5 моль — 87,5 кДж. Які з гэтых аксідаў валодае больш асноўнымі ўласцівасцямі? Ці адпавядае гэта становішчу магнію і кальцыю ў перыядычнай сістэме?

5. * Пры ўзаемадзеянні металу групы IIA масой 8 г з вадой вылучыўся вадарод аб'ёмам (н. у.) 4,48 $дм^3$. Які метал быў узяты?

6. Масавая доля кіслароду ў аксідзе металу роўна 0,471. Вызначце, які гэта метал, калі ступень акіслення яго атамаў у дадзеным аксідзе роўна +3.

Раздзел IV

ХІМІЧНАЯ СУВЯЗЬ І БУДОВА РЭЧЫВА

§ 17. Прырода і тыпы хімічнай сувязі. Кавалентная сувязь

Пры звычайных умовах хімічныя элементы існуюць у форме розных атамных часціц (атамаў або іонаў) у саставе простых і складаных рэчываў. З іх толькі простыя рэчывы высакародных газаў (элементаў групы VIIIA) з'яўляюцца аднаатамнымі малекуламі, а астатнія ўяўляюць сабой самыя разнастайныя злучэнні. Лік атамаў у такіх злучэннях вагаецца ад двух да соцень і тысяч. Узаемадзеянне, г. зн. сукупнасць сіл, якія забяспечваюць існаванне такіх агрэгатаў (малекул, радыкалаў, крышталёў і інш.), атрымала назву *хімічная сувязь*.

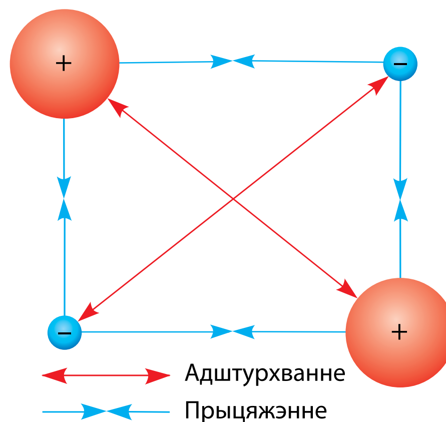
Хімічная сувязь — гэта ўзаемадзеянне, якое звязвае асобныя атамы ў больш складаныя сістэмы (малекулы, крышталі і г. д.).

Прычына ўтварэння хімічнай сувязі — імкненне атамаў шляхам узаемадзеяння з іншымі атамамі дасягнуць больш устойлівага стану, г. зн. стану з мінімальна магчымым запасам энергіі. Значыць, **асноўнай умовай** утварэння хімічнай сувязі з'яўляецца *паніжэнне поўнай энергіі E* многаатамнай сістэмы ў параўнанні з сумарнай энергіяй ізаляваных атамаў. Напрыклад, у выніку ўтварэння рэчыва AB з атамаў A і B:

$$E_{AB} < E_A + E_B.$$

Такім чынам, **утварэнне хімічнай сувязі заўсёды суправаджаецца вылучэннем энергіі.**

Прырода сіл хімічнай сувязі — *электрастатычная,* г. зн. абумоўлена ўзаемадзеяннем дадатна зараджаных ядзер і адмоўна зараджаных электронаў (мал. 15).



Мал. 15. Схема электрастатычных узаемадзеянняў у сістэме з двух ядзер і двух электронаў

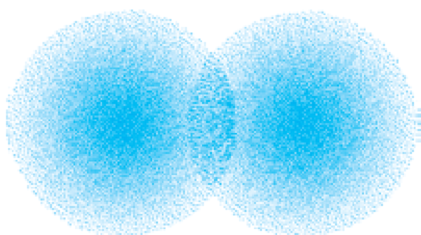
Галоўную ролю пры ўтварэнні хімічнай сувязі паміж атамамі адыгрываюць іх **валентныя электроны**, г. зн. тыя электроны, якія звычайна знаходзяцца на знешнім энергетычным узроўні і найменш трывала звязаны з ядром атама. У атама на знешнім энергетычным узроўні можа змяшчацца ад аднаго да васьмі электронаў. **Завершанымі**, а таму і самымі ўстойлівымі, з'яўляюцца знешнія электронныя абалонкі атамаў высакародных газаў: у гелію там знаходзяцца два электроны ($1s^2$), у астатніх — па восем электронаў (ns^2np^6, дзе n — нумар перыяду).

У атамаў астатніх элементаў знешнія энергетычныя ўзроўні з'яўляюцца **незавершанымі**, таму ў працэсе хімічнага ўзаемадзеяння атамы імкнуцца іх завяршыць, г. зн. набыць электронную будову атама бліжэйшага высакароднага газу. Гэта адпавядае знаходжанню *двух электронаў* на знешнім узроўні ў атама вадароду, які знаходзіцца ў адным перыядзе з геліем, і *васьмі электронаў* (**актэт**) — ва ўсіх астатніх атамаў. Дасягнуць такога электроннага стану атамы могуць толькі за кошт **абагульнення электронаў**, г. зн. іх сумеснага выкарыстання атамамі, якія злучаюцца паміж сабой. Пры гэтым утвараюцца **агульныя электронныя пары**, якія звязваюць атамы адзін з адным, і паміж імі ўзнікае хімічная сувязь.

У залежнасці ад спосабу абагульнення электронаў адрозніваюць тры асноўныя тыпы хімічнай сувязі: **кавалентную, іонную** і **металічную**.

Кавалентная сувязь

Кавалентная сувязь узнікае звычайна паміж двума атамамі неметалаў з аднолькавымі або блізкімі значэннямі электраадмоўнасці. Разгледзім утварэнне кавалентнай сувязі на прыкладзе найпрасцейшай малекулы — малекулы вадароду H_2. У атама вадароду ўсяго адзін электрон, які знаходзіцца на знешнім (першым) энергетычным узроўні, да завяршэння якога не хапае аднаго электрона.



Мал. 16. Схема ўтварэння кавалентнай сувязі ў малекуле вадароду H_2

Пры збліжэнні двух атамаў вадароду за кошт сіл прыцяжэння, якія дзейнічаюць паміж іх ядрамі і электронамі, адбываецца частковае перакрыванне электронных воблакаў няспараных электронаў з антыпаралельнымі спінамі (гэта адна з умоў утварэння агульнай электроннай пары!). У зоне іх перакрывання шчыльнасць двухэлектроннага воблака павялічваецца. Ядры атамаў сцягваюцца да гэтай вобласці павышанага адмоўнага зараду да таго часу, пакуль не настане раўнавага паміж сіламі міжʼядзернага адштурхвання і сіламі прыцяжэння. Адлегласць паміж ядрамі атамаў памяншаецца, энергія сістэмы, якая складаецца з двух атамаў вадароду, таксама паніжаецца. Вобласць павышанай электроннай шчыльнасці звязвае два атамы вадароду ў молекулу H_2 (мал. 16).

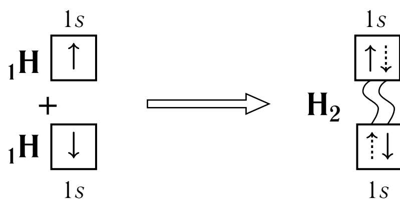
Утварэнне хімічнай сувязі паміж атамамі вадароду ў малекуле можна адлюстраваць рознымі спосабамі. Напрыклад, з дапамогай *электронных формул,* у якіх сімвалы элементаў і валентныя электроны паказваюць у выглядзе кропак:

У *графічных* (або *структурных*) формулах пару электронаў абазначаюць з дапамогай рысачкі:

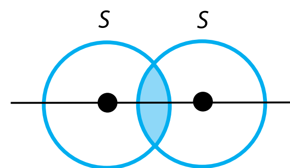
У выпадку малекулы вадароду гэтая адзіная рысачка сімвалізуе **кавалентную сувязь**.

Хімічная сувязь паміж атамамі, якая ўзнікае за кошт утварэння агульных электронных пар, называецца кавалентнай сувяззю.

Утварэнне кавалентнай сувязі можна адлюстраваць і з дапамогай *электронна-графічных схем*, на якіх звычайна паказваюцца толькі арбіталі знешняга энергетычнага ўзроўню:



Хвалістая лінія паміж дзвюма арбіталямі 1*s* паказвае на тое, што кожны электрон нібы адначасова знаходзіцца як на адной, так і на другой арбіталі. У дадзеным выпадку кавалентная сувязь утворана ў выніку перакрывання дзвюх *s*-арбіталей (або *s*-воблакаў) (мал. 17).



Мал. 17. Схема перакрывання *s*-электронных воблакаў пры ўтварэнні кавалентнай сувязі

Такім чынам утвараецца кавалентная сувязь і паміж двума атамамі фтору ў малекуле F_2. Атам фтору мае сем электронаў на знешнім электронным слоі, адзін з іх — няспараны электрон. Пры набліжэнні двух атамаў фтору адбываецца *перакрыванне* электронных воблакаў іх няспараных электронаў, утвараецца *агульная электронная пара* і знешні энергетычны ўзровень кожнага атама фтору *завяршаецца* да актэта (8 электронаў):

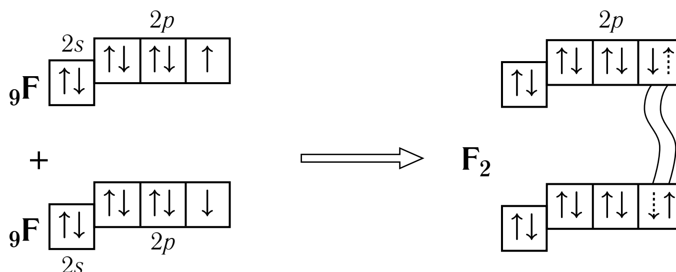
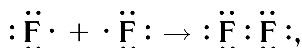


Схема ўтварэння малекулы фтору з дапамогай электронных формул:

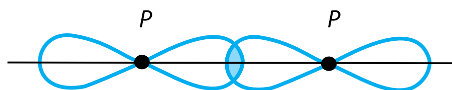


а графічная формула малекулы:

У дадзеным выпадку ўтварэнне кавалентнай сувязі адбылося за кошт перакрывання *p*-электронных воблакаў (мал. 18).

Адзінарная сувязь

І ў малекуле вадароду, і ў малекуле фтору атамы звязаны электроннай парай, якая сімвалізуе адну хімічную сувязь, якая называецца **адзінарнай**. У абодвух выпад-



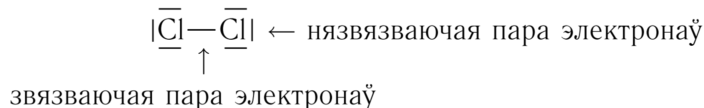
Мал. 18. Схема перакрывання *p*-электронных воблакаў пры ўтварэнні кавалентнай сувязі

ках перакрыванне электронных воблакаў (як *s*-, так і *p*-) адбываецца ўздоўж лініі, якая злучае цэнтры атамаў, што ўзаемадзейнічаюць. Гэтую ўмоўную прамую называюць **лініяй** (або воссю) **сувязі**.

Кавалентная сувязь, утвораная за кошт перакрывання атамных арбіталей уздоўж лініі сувязі, называецца σ-сувяззю (сігма-сувяззю).

Пару электронаў, якія ўтвараюць кавалентную сувязь, называюць **звязваючай** у адрозненне ад электронных пар, якія не ўдзельнічаюць ва ўтварэнні сувязей і, значыць, з'яўляюцца **нязвязваючымі**. Такія пары часта таксама называюць **непадзеленымі**, паколькі яны належаць толькі аднаму атаму.

У атамаў вадароду ў малекуле H_2 няма нязвязваючых пар, а ў малекулах фтору F_2, хлору Cl_2, брому Br_2 або ёду I_2 у кожнага з атамаў галагенаў іх па тры:



Прычынай утварэння хімічнай сувязі з'яўляецца імкненне атамаў дасягнуць больш устойлівага стану, што прыводзіць да вылучэння энергіі пры ўтварэнні сувязей.

Прырода сіл хімічнай сувязі — электрастатычная, г. зн. вызначаецца рознымі відамі ўзаемадзеянняў электронаў і ядзер у сістэме звязаных атамаў.

Адрозніваюць тры асноўныя тыпы хімічнай сувязі — кавалентную, іонную і металічную.

Кавалентная сувязь, утвораная за кошт перакрывання атамных арбіталей уздоўж лініі сувязі, называецца σ-сувяззю (сігма-сувяззю).

Пытанні і заданні

1. Што ўяўляе сабой хімічная сувязь? Якая яе прырода? Што з'яўляецца прычынай і асноўнай умовай утварэння хімічнай сувязі?

2. Якія рэчывы існуюць у форме свабодных атамаў? Растлумачце прычыну такой з'явы.

3. Якія агрэгаты могуць утварацца ў выніку звязвання атамаў?

4. Якія электроны называюцца валентнымі?

5. Якая хімічная сувязь называецца кавалентнай? За кошт чаго яна ўзнікае?

6. Напішыце электронныя і структурныя формулы Cl_2 і I_2. Пакажыце з дапамогай электронна-графічных схем утварэнне кавалентнай сувязі ў гэтых малекулах.

7. Намалюйце схемы перакрывання *p*-воблакаў у малекулах Cl_2 і Br_2 з улікам заканамернасцей змянення памераў атамаў. Якая малекула больш трывалая? Дайце тлумачэнне.

8. Якія сувязі называюцца σ-сувязямі?

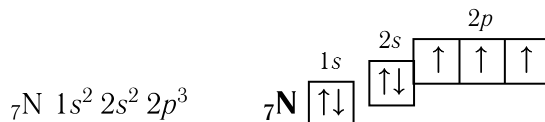
9. Растлумачце розніцу паміж звязваючымі і нязвязваючымі парамі электронаў.

§ 18. Кратныя сувязі. Палярная і непалярная кавалентная сувязь

Два атамы могуць быць звязаны паміж сабой і некалькімі кавалентнымі сувязямі. У такім выпадку гавораць аб **кратнасці сувязі**, разумеючы пад гэтым тэрмінам лік электронных пар, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні кавалентнай сувязі.

Кратныя сувязі

У атамаў азоту (элемента групы VA) да завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню не хапае трох электронаў:



Таму пры ўтварэнні малекулы N_2 атамы азоту абагульняюць ужо не адну, а тры пары электронаў:

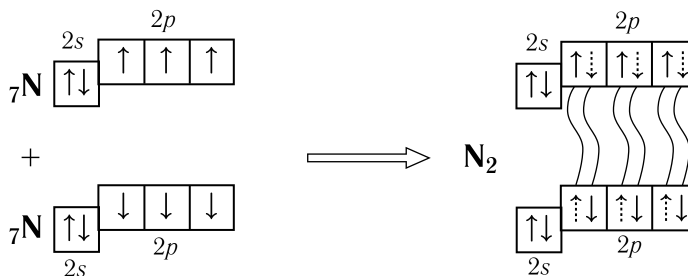
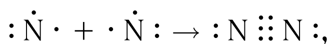


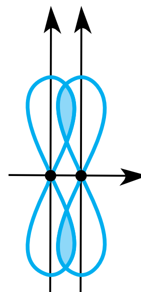
Схема ўтварэння малекулы азоту:



а графічная формула малекулы:

Адна з кавалентных сувязей, якая ўтварылася ў выніку перакрывання *p*-электронных воблакаў уздоўж лініі сувязі, уяўляе сабой σ-сувязь. Дзве другія ўтвараюцца за кошт перакрывання таксама *p*-арбіталей. Такое перакрыванне адбываецца ўжо не ўздоўж лініі, якая злучае цэнтры атамаў, а па абодва бакі ад яе. Утвараецца не адна, а *дзве* вобласці перакрывання (мал. 19).

Такая кавалентная сувязь атрымала назву π-*сувязь*.

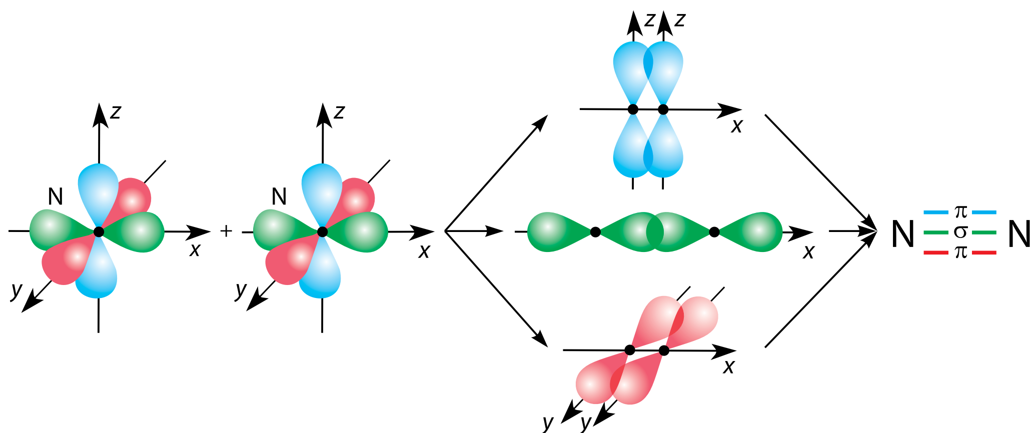


Мал. 19. Схема ўтварэння π-сувязі пры перакрыванні *p*-электронных воблакаў

! π-Сувязь — гэта кавалентная сувязь, якая ўзнікае пры перакрыванні электронных воблакаў па абодва бакі ад лініі, якая злучае ядры атамаў.

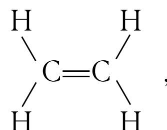
Воблакі *s*-электронаў не могуць удзельнічаць ва ўтварэнні π-сувязі. Такія сувязі могуць быць утвораны толькі за кошт перакрывання *p*- або *d*-арбіталей. *Узнікненне π-сувязей адбываецца паміж двума атамамі тады, калі яны ўжо звязаны σ-сувяззю.*

Калі кавалентная сувязь паміж двума атамамі ўтвараецца дзвюма агульнымі электроннымі парамі, то такая кавалентная сувязь называецца **двайной** сувяз-



Мал. 20. Схема перакрывання *p*-электронных воблакаў у малекуле азоту

зю, і яна абазначаецца дзвюма рысачкамі. Напрыклад, у малекуле этэну C_2H_4 атамы вугляроду злучаны паміж сабой двайной сувяззю:



адна з якіх — σ-сувязь, а другая — π-сувязь.

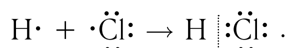
Калі ў малекуле ёсць **трайная** сувязь, як, напрыклад, у малекуле азоту N_2, то адна з іх — σ-сувязь, а дзве другія — π-сувязі, размешчаныя ва ўзаемна перпендыкулярных плоскасцях (мал. 20).

Палярная і непалярная кавалентная сувязь

Да гэтага часу мы разглядалі кавалентную сувязь, утвораную атамамі аднаго і таго ж элемента. У гэтым выпадку агульная пара электронаў размяшчаецца сіметрычна паміж двума атамамі з аднолькавай электраадмоўнасцю. Такая кавалентная сувязь называецца **непалярнай**.

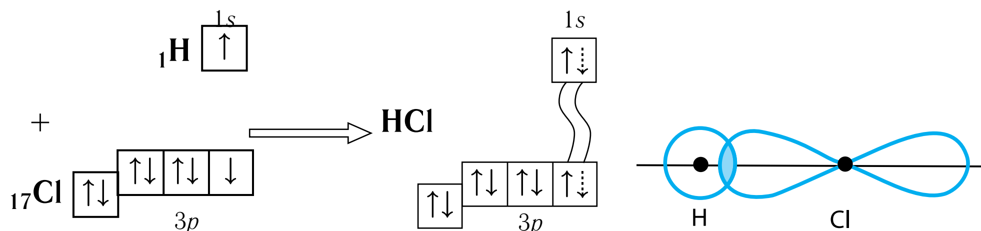
Калі ж узаемадзейнічаюць атамы з рознымі электраадмоўнасцямі, г. зн. атамы розных элементаў, то агульная электронная пара зрушваецца да атама з большай электраадмоўнасцю. У такіх выпадках узнікае **палярная кавалентная сувязь**.

Напрыклад, у малекуле хлоравадароду HCl агульная электронная пара зрушана ў бок атама з большай электраадмоўнасцю, якім з'яўляецца хлор:



У дадзеным выпадку перакрываюцца шарападобнае *s*-электроннае воблака атама вадароду і гантэлепадобнае *p*-воблака атама хлору (мал. 21).

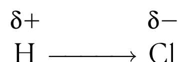
Схема такога перакрывання прыведзена ніжэй:



Мал. 21. Схема перакрывання *s*- і *p*-электронных воблакаў у малекуле HCl

У выніку зрушвання агульнай электроннай пары ў малекуле HCl на атаме хлору ўзнікае част-

ковы адмоўны зарад, а на атаме вадароду — такі ж па велічыні, але дадатны зарад:



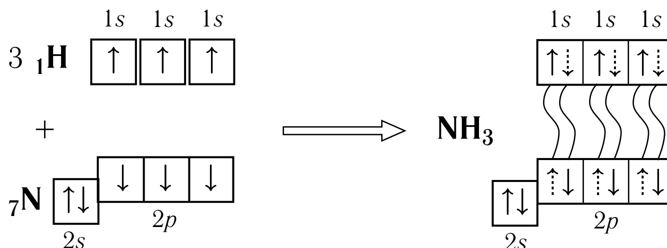
(грэчаская літара δ (дэльта) абазначае частковы зарад, г. зн. зарад меншы за адзінку).

Значэнне зараду δ можна разглядаць як меру палярнасці сувязі: чым большыя частковыя зарады на атамах, тым вышэйшая палярнасць сувязі. Напрыклад: сувязь H—F больш палярная, чым H—Cl, паколькі частковыя зарады на атамах H і F роўны 0,43+ и 0,43− адпаведна, а на атамах H и Cl — 0,18+ і 0,18−. Калі малекула складаецца з двух атамаў, звязаных паміж сабой палярнай сувяззю, то яна таксама называецца **палярнай** і ўяўляе сабой **дыполь**:

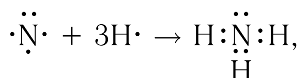
— умоўнае абазначэнне дыполя (мал. 22).

Чым большая рознасць электраадмоўнасцей звязаных атамаў, тым больш палярнай будзе хімічная сувязь паміж імі.

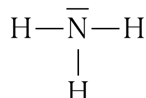
З дапамогай кавалентнай сувязі ўтвараюцца малекулы і больш складаных рэчываў, якія складаюцца з трох, чатырох і болей атамаў. У якасці прыкладу разгледзім утварэнне малекулы аміяку NH_3. Электронна-графічная схема ўзаемадзеяння трох атамаў вадароду і аднаго атама азоту наступная:

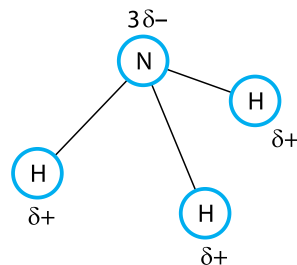


Агульная схема ўтварэння малекулы аміяку:



а яе графічная формула:





Мал. 23. Будова малекулы аміяку

Такім чынам, тры няспараныя электроны атама азоту прымаюць удзел ва ўтварэнні трох кавалентных сувязей з атамамі вадароду, а на знешнім энергетычным узроўні ў атама азоту застаецца яшчэ *непадзеленая пара электронаў*. Малекула NH_3 мае форму піраміды з атамам азоту ў яе вяршыні (мал. 23). Кожная сувязь N—H з'яўляецца палярнай. У цэлым уся малекула NH_3 уяўляе сабой дыполь, паколькі частковыя зарады σ+ і σ−, якія ўзнікаюць на атамах, прасторава падзеленыя. Аднак існуе шмат малекул, якія змяшчаюць палярныя сувязі, але самі з'яўляюцца непалярнымі. Гэта тлумачыцца асаблівасцямі іх *прасторавай будовы*. Аб гэтым мы з вамі пагаворым у наступных параграфах.

Кратнасць сувязі вызначаецца лікам агульных электронных пар паміж двума звязанымі атамамі.

Кавалентная сувязь, пры ўтварэнні якой вобласць перакрывання электронных воблакаў знаходзіцца па абодва бакі ад лініі, што злучае ядры атамаў, называецца π-сувяззю.

Пры злучэнні двух атамаў з featureрознымі электраадмоўнасцямі ўзнікае палярная кавалентная сувязь.

Сістэма з двух зарадаў, аднолькавых па велічыні і процілеглых па знаку называецца дыполем.

Пытанні і заданні

1. Што характарызуе кратнасць сувязі? Прывядзіце прыклады малекул з кратнымі сувязямі.

2. Якія сувязі называюцца σ-сувязямі, а якія — π-сувязямі? Пакажыце асноўныя адрозненні паміж імі. Колькі σ- і π-сувязей у малекулах C_2H_2 і C_2H_4?

3. Якая сувязь называецца непалярнай, а якая — палярнай? У якіх выпадках яна ўтвараецца? Прывядзіце прыклады такіх сувязей.

4. Што такое дыполь? Ад чаго залежыць палярнасць малекул?

5. Як змяняецца палярнасць сувязей у радзе вадародных злучэнняў элементаў групы VIIA? Дайце тлумачэнне.

6. Намалюйце агульную і электронна-графічную схемы ўтварэння малекулы H_2O. Чаму гэта малекула з'яўляецца дыполем?

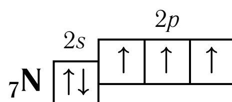
7. Пры награванні солі масай 25,6 г утварыліся вада масай 14,4 г і азот аб'ёмам (н. у.) 8,96 $дм^3$. Устанавіце формулу солі, калі яе малярная маса роўна 64 г/моль.

§ 19. Механізмы ўтварэння кавалентнай сувязі

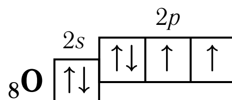
Адрозніваюць два асноўныя механізмы ўтварэння кавалентнай сувязі — *абменны* і *донарна-акцэптарны*.

Абменны механізм утварэння сувязі

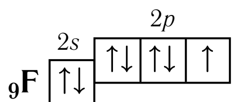
Кавалентная сувязь утвараецца двума атамамі з дапамогай двух электронаў з антыпаралельнымі спінамі, г. зн. хімічная сувязь знаходзіцца (*лакалізавана*) паміж двума атамамі. Паколькі знаходжанне двух электронаў у полі дзеяння двух ядзер энергетычна больш выгаднае, чым знаходжанне кожнага электрона ў полі свайго ядра, то ва ўтварэнні кавалентнай сувязі прымаюць удзел усе аднаэлектронныя арбіталі знешняга энергетычнага ўзроўню. Напрыклад, атам азоту мае тры няспараныя электроны на знешнім узроўні:



атам кіслароду — два:

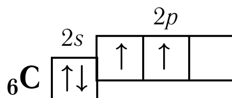


а атам фтору — адзін:



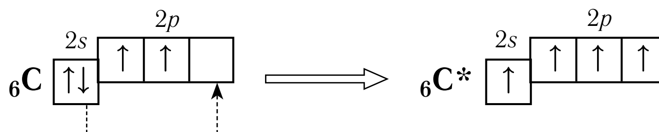
Таму гэтыя атамы могуць утвараць за кошт такіх электронаў адпаведна тры, дзве і адну кавалентныя сувязі.

Лік няспараных электронаў можа павялічвацца пры пераходзе атама ва ўзбуджаны стан. Напрыклад, на знешнім энергетычным узроўні атама вугляроду



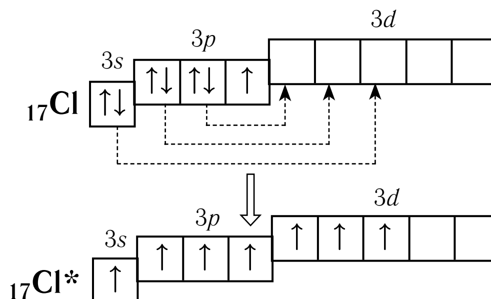
знаходзяцца толькі два няспараныя электроны. Аднак у большасці сваіх злучэнняў вуглярод праяўляе *кавалентнасць,* роўную 4 (г. зн. утварае чатыры кавалентныя сувязі), напрыклад у CO_2, CH_4, CCl_4 і г. д. Такая кавалентнасць атама вугляроду становіцца магчымай дзякуючы таму, што яго атам пры ўтварэнні хімічных сувязей з іншымі атамамі пераходзіць ва ўзбуджаны стан

(г. зн. у стан з большай энергіяй) за кошт *распарвання пары электронаў* $2s^2$ і пераходу аднаго з іх на падузровень $2p$:



Ва ўзбуджаным стане атам вугляроду мае чатыры няспараныя электроны, за кошт якіх ён можа ўтвараць чатыры кавалентныя сувязі з атамамі іншых элементаў. Распарванне электронаў патрабуе затраты энергіі, але гэта затрата з лішкам кампенсуецца энергіяй, якая вылучаецца пры ўтварэнні дадатковых сувязей. Распарванне, як правіла, **адбываецца толькі ў межах дадзенага энергетычнага ўзроўню**, паколькі пераход электронаў на свабодныя арбіталі другога ўзроўню энергетычна нявыгадны. Таму ва ўзбуджаны стан могуць перайсці атамы толькі тых элементаў другога перыяду, у якіх ёсць свабодныя арбіталі (берылій, бор, вуглярод). У атамаў азоту, кіслароду і фтору няма свабодных арбіталей на другім энергетычным узроўні, а пераход электронаў на трэці ўзровень патрабуе вельмі вялікіх затрат энергіі, якія не кампенсуюцца вылучэннем энергіі пры ўтварэнні дадатковых сувязей.

У той жа час атамы элементаў трэцяга і наступных перыядаў маюць на знешнім энергетычным узроўні d-падузровень, на які пры ўзбуджэнні могуць пераходзіць s- і p-электроны:



Дзякуючы гэтаму атам хлору здольны ўтвараць не адну, а некалькі кавалентных сувязей, амаль да сямі, як, напрыклад, у аксідзе Cl_2O_7.

Такім чынам, *атамы пры ўтварэнні кавалентных сувязей выкарыстоўваюць усе свае няспараныя электроны, як тыя, што знаходзяцца ў асноўным стане, так і тыя, якія ўтварыліся пры распарванні.*

Механізм утварэння кавалентнай сувязі за кошт абагульнення няспараных электронаў двух атамаў, што ўзаемадзейнічаюць, называецца абменным.

Донарна-акцэптарны механізм утварэння кавалентнай сувязі

Утварэнне кавалентнай сувязі магчыма і пры ўзаемадзеянні атамаў, адзін з якіх мае пару непадзеленых электронаў (А:), а другі — свабодную арбіталь (□В). У гэтым выпадку атам А дае атаму В у агульнае карыстанне пару электронаў, і яна становіцца *звязваючай* парай, утвараючы паміж гэтымі атамамі кавалентную сувязь:

$$A: + \square B \rightarrow A : B.$$

Атам, які дае электронную пару для ўтварэння сувязі, называецца **донарам**, а той, што ўдзельнічае ў абагульненні пары за кошт свабоднай арбіталі — **акцэптарам**. Такі механізм утварэння кавалентнай сувязі атрымаў назву *донарна-акцэптарны*.

Механізм утварэння кавалентнай сувязі за кошт непадзеленай пары электронаў аднаго атама і свабоднай арбіталі другога называецца донарна-акцэптарным.

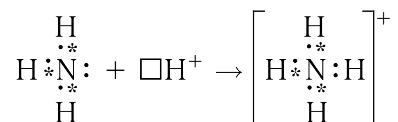
Прыкладам такога механізма можа служыць утварэнне **іона амонію** NH_4^+ пры ўзаемадзеянні аміяку NH_3 і хлоравадароднай кіслаты HCl у растворы:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl.$$

Скарочанае іоннае ўраўненне гэтай рэакцыі:

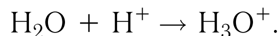
$$NH_3 + H^+ = NH_4^+.$$

Складзём электронную схему такога ўзаемадзеяння, абазначыўшы кропкамі электроны, якія належаць атаму азоту, а зорачкамі — атамам вадароду:



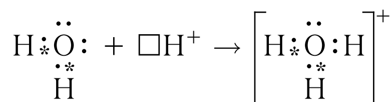
У іоне амонію кожны атам вадароду звязаны з атамам азоту агульнай электроннай парай. І хоць адна з гэтых сувязей утворана па донарна-акцэптарным механізме, яна не *адрозніваецца* па сваіх характарыстыках ад астатніх кавалентных сувязей, утвораных па абменным механізме.

Донарна-акцэптарны механізм дазваляе растлумачыць існаванне катыёну **гідраксонію** H_3O^+, у выглядзе якога знаходзіцца ў водных растворах іон вадароду. Гэта часціца ўтвараецца ў выніку гідратацыі іона вадароду:



$$H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+.$$

Электронная схема гэтага працэсу:



Абменным называецца механізм утварэння кавалентнай сувязі, пры якім кожны атам дае для фарміравання агульнай электроннай пары адзін няспараны электрон.

Механізм утварэння кавалентнай сувязі за кошт электроннай пары аднаго атама і свабоднай арбіталі другога называецца донарна-акцэптарным.

Пытанні і заданні

1. Апішыце два асноўныя механізмы ўтварэння кавалентнай сувязі. Што агульнае і якія адрозненні існуюць паміж імі?

2. Напішыце электронныя канфігурацыі і складзіце электронна-графічныя схемы знешняга энергетычнага ўзроўню для атамаў 2-га і 3-га перыядаў у асноўным стане.

3. Які механізм утварэння кавалентнай сувязі называецца донарна-акцэптарным? Што з'яўляецца донарам, а што акцэптарам пры рэалізацыі такога механізма?

4. Які атам з'яўляецца донарам, а які — акцэптарам пры ўзаемадзеянні малекул NH_3 і BF_3 з утварэннем злучэння $NH_3 \cdot BF_3$?

5. Састаўце электронна-графічныя схемы атамаў крэмнію, серы і брому ў асноўным і ўзбуджаным станах. Назавіце лік няспараных электронаў у кожным выпадку.

6. Атамы якіх элементаў 2-га перыяду могуць быць донарамі і акцэптарамі электронных пар? Чым гэта вызначаецца?

Лабараторны дослед 1

Састаўленне мадэляў малекул з кавалентным тыпам хімічнай сувязі

З атрыманых мадэляў атамаў выберыце шарыкі, якія маюць названыя колеры: 4 белыя шарыкі — гэта будуць мадэлі атама вадароду, 3 чырвоныя — атамы кіслароду, 1 сіні — атам азоту, 1 зялёны — атам хлору, 1 шэры — атам ёду.

З падрыхтаваных шарыкаў сканструюйце наступныя мадэлі малекул: вады, хлоравадароду, ёдавадароду, аміяку, кіслароду і азоту. Звярніце ўвагу на тое, што некаторыя рэчывы маюць кратныя сувязі. (Калі ў школе няма гатовых мадэляў, зрабіце іх з рознакаляровага пластыліну, паспрабуйце зрабіць шарыкі розныя па велічыні, улічваючы, што атамы маюць розныя памеры. Для злучэння атамаў у малекулы выкарыстайце запалкі, зубачысткі, любыя палачкі.)

Замалюйце мадэлі малекул у сшытак у наступным парадку:

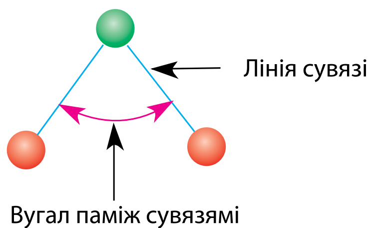
а) рэчывы з кавалентным палярным тыпам сувязі;

б) рэчывы з кавалентным непалярным тыпам сувязі.

§ 20. Паняцце аб стэрэахіміі. Атамныя крышталічныя рашоткі

Кожная малекула ўяўляе сабой сістэму ўзаемазвязаных атамаў, размешчаных пэўным чынам адносна адзін аднаго. Значыць, малекула характарызуецца пэўнай **прасторавай будовай**, або, інакш кажучы, **геаметрыяй** (формай).

Пытанні будовы малекул разглядае адзін з раздзелаў хіміі, які называецца **стэрэахіміяй** (у літаральным перакладзе — *прасторавая хімія*).

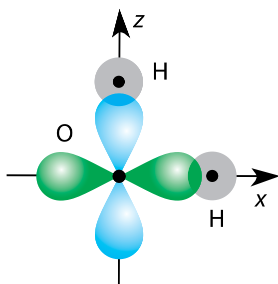


Мал. 24. Лініі сувязі і вугал паміж сувязямі

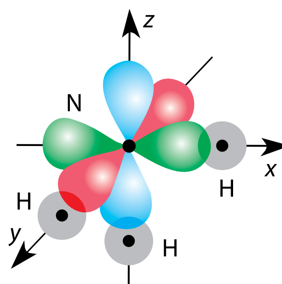
Згодна са стэрэахімічнымі ўяўленнямі, калі адзін атам утварае некалькі сувязей, то яны будуць накіраваны пад пэўнымі вугламі адна да другой. Вугал паміж сувязямі (або **валентны вугал**) — гэта вугал паміж уяўнымі прамымі, якія праходзяць праз ядры хімічна звязаных атамаў. Такія прамыя, як вы ўжо ведаеце, называюцца **лініямі сувязі** (мал. 24).

Напрыклад, у малекуле H_2O атам кіслароду ўтварае дзве сігма-сувязі з атамамі вадароду за кошт *p*-арбіталей знешняга энергетычнага ўзроўню, арыентаваных у атаме ўзаемна перпендыкулярна (гл. § 12). Значыць, вугал паміж дзвюма лініямі сувязі O—H павінен быць блізкі да 90° (мал. 25).

Аналагічна ў малекуле NH_3 вуглы паміж сувязямі N—H, утвораныя трыма *p*-арбіталямі атама азоту, таксама павінны быць блізкія да 90° (мал. 26), а ўся малекула ў цэлым павінна мець форму трохвугольнай піраміды з атамам азоту ў вяршыні.



Мал. 25. Схема ўтварэння хімічных сувязей у малекуле вады



Мал. 26. Схема ўтварэння хімічных сувязей ў малекуле аміяку

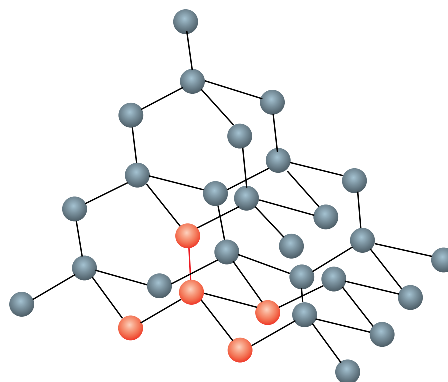
Аднак сапраўныя значэнні вуглоў паміж сувязямі (105° у малекуле H_2O і 107° у малекуле NH_3) адрозніваюцца ад тых, што чакаюцца. У першым прыбліжэнні павелічэнне вуглоў сувязі можна растлумачыць узаемным адштурхваннем атамаў, якія не звязаны адзін з адным (у малекулах вады і аміяку — атамаў вадароду). Напрыклад, ужо ў малекуле H_2S такое адштурхванне больш слабае, чым у малекуле H_2O (паколькі радыус атама серы большы за радыус атама кіслароду), і вугал H—S—H бліжэй да 90°, чым вугал H—O—H.

За кошт кавалентнай сувязі ўтвараюцца не толькі малекулы. Некаторыя простыя і складаныя рэчывы пабудаваны з атамаў, звязаных адзін з адным кавалентнымі сувязямі, і ўтвараюць велізарныя крышталічныя структуры, мадэлямі якіх з'яўляюцца **атамныя крышталічныя рашоткі**.

Прыкладамі такіх рэчываў з'яўляюцца простыя рэчывы — бор, алмаз, крэмній. У крэмнію (як і ў крышталі алмазу) (мал. 27) кожны атам звязаны чатырма кавалентнымі сувязямі з іншымі атамамі.

Падобную будову маюць і складаныя рэчывы: карбід крэмнію — SiC і аксід крэмнію — SiO_2 (кварц).

Атамных крышталёў параўнальна няшмат. Дзякуючы высокай трываласці кавалентных сувязей яны маюць вельмі высокія тэмпературы плаўлення, вялікую цвёрдасць. Так, самым цвёрдым прыродным рэчывам з'яўляецца алмаз — яго тэмпература



Мал. 27. Крышталічная рашотка крэмнію

плаўлення больш за 3 500 °С. Карбід крэмнію SiC таксама з'яўляецца адным з самых цвёрдых рэчываў з вельмі высокай тэмпературай плаўлення — больш за 2 700 °С.

Стэрэахімія — раздзел хіміі, які разглядае прасторавую будову малекул.

Мадэлі крышталічных структур, пабудаваныя з атамаў, звязаных адзін з адным кавалентнымі сувязямі, называюцца атамнымі крышталічнымі рашоткамі.

Пытанні і заданні

1. Што вывучае стэрэахімія?

2. Дайце азначэнне вугла сувязі і лініі сувязі.

3. Чым выклікана адхіленне вуглоў сувязі ў малекулах NH_3 і H_2O ад 90°?

4. Дайце азначэнне атамнай крышталічнай рашоткі. Якімі ўласцівасцямі характарызуюцца рэчывы, што маюць такую рашотку?

5. Пры апрацоўцы растворам гідраксіду натрыю сумесі алюмінію і яго аксіду агульнай масай 3,90 г вылучыўся газ аб'ёмам (н. у.) 840 см^3. Вызначце масавыя долі рэчываў у сумесі.

6. Аб'ём (н. у.) сумесі CO і O_2 роўны 200 см^3. Пасля згарання ўсяго CO і прывядзення газавай сумесі да н. у. яе аб'ём паменшыўся да 150 см^3. Як зменіцца аб'ём (н. у.) газавай сумесі пасля яе прапускання праз раствор шчолачы масай 50 г з масавай доляй NaOH, роўнай 2,0 %?

§ 21. Валентнасць і ступень акіслення

Валентнасць і валентныя магчымасці атамаў

Мы ўстанавілі, што атамы здольны ўтвараць кавалентныя сувязі па-рознаму. Колькасна гэта здольнасць атамаў ацэньваецца з дапамогай характарыстыкі, якая называецца валентнасцю.

Валентнасць — мера здольнасці атамаў дадзенага элемента злучацца з іншымі атамамі.

Такое тлумачэнне валентнасці дазваляе абгрунтаваць колькасныя суадносіны атамаў элементаў у любых хімічных злучэннях.

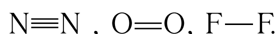
З развіццём электронных уяўленняў аб будове рэчываў паняцце валентнасці набыло пэўнае фізічнае абгрунтаванне, звязанае *з лікам кавалентных сувязей, якімі дадзены атам звязаны з іншымі атамамі*. Такі лік называецца **кавалентнасцю** атама.

Кавалентныя сувязі могуць быць утвораны як з дапамогай аднаэлектроннай арбіталі атама, так і з дапамогай цэлай пары электронаў (калі атам — донар) або свабоднай арбіталі (калі атам — акцэптар). Значыць, можна сказаць, што **кавалентнасць атамаў хімічнага элемента таксама роўна ліку электронных арбіталей, якія дадзены атам выкарыстоўвае для ўтварэння кавалентных сувязей**.

Такім чынам, кавалентнасць атамаў хімічнага элемента вызначаецца як лікам кавалентных сувязей, якімі яго атам звязаны з іншымі атамамі, так і лікам арбіталей, што выкарыстоўваюцца гэтым атамам для ўтварэння сувязей.

Ведаючы электронную будову атама таго ці іншага элемента, можна вызначыць яго валентныя магчымасці. Так, атам вадароду заўсёды праяўляе кавалентнасць, роўную адзінцы, паколькі ў яго ўсяго адна арбіталь.

Аналізуючы будову простых і складаных рэчываў, утвораных атамамі элементаў другога перыяду, няцяжка пераканацца, што атамы большасці гэтых элементаў могуць праяўляць **пераменную кавалентнасць**. Напрыклад, у малекулах простых рэчываў N_2, O_2, F_2 атам азоту мае кавалентнасць, роўную тром, кісларод — двум, а фтор — адзінцы згодна з графічнымі формуламі гэтых малекул:



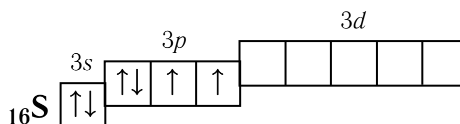
$$N{\equiv}N\ ,\ O{=}O,\ F{-}F.$$

Простыя рэчывы бор і вуглярод з'яўляюцца немалекулярнымі злучэннямі, аднак атамы гэтых элементаў звязаны ў крышталях кавалентнымі сувязямі: бор — *трыма*, а вуглярод — *чатырма*. Таму іх кавалентнасці адпаведна роўныя 3 і 4.

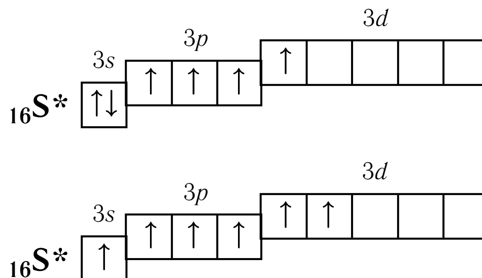
У той жа час у злучэннях з атамамі іншых элементаў кісларод, азот і фтор здольныя праяўляць і іншыя значэнні кавалентнасці. Напрыклад, у малекулярным іоне NH_4^+ азот звязаны чатырма кавалентнымі сувязямі з атамамі вадароду, таму яго кавалентнасць роўна 4. Кісларод у іоне гідраксонію H_3O^+ мае кавалентнасць 3, фтор таксама можа праяўляць кавалентнасць большую за 1.

У любым выпадку, у атамаў элементаў другога перыяду **максімальная кавалентнасць** не можа быць большай за чатыры, паколькі на знешнім электронным слоі ў атамаў гэтых элементаў усяго чатыры арбіталі, і, значыць, атамы *максімальна* могуць утварыць толькі чатыры кавалентныя сувязі.

У атамаў элементаў трэцяга перыяду ў сувязі са з'яўленнем *d*-падузроўню валентныя магчымасці павялічваюцца, паколькі ў выніку распарвання 3*p*- і 3*s*-электронаў можа ўтварыцца ад чатырох да сямі (у хлору) няспараных электронаў. Напрыклад, сера, акрамя кавалентнасці II у асноўным стане



можа праяўляць таксама кавалентнасці IV і VI:



Такое распарванне электронаў праяўляецца звычайна пад дзеяннем атамаў больш электраадмоўных элементаў, напрыклад фтору, кіслароду, таму свае вышэйшыя значэнні кавалентнасці атамы праяўляюць звычайна ў злучэннях з кіслародам і фторам.

Такім чынам, кавалентнасць з'яўляецца лікавай характарыстыкай здольнасці атамаў дадзенага элемента ўтвараць кавалентныя сувязі і **таму можа адносіцца толькі да злучэнняў з такім тыпам сувязі**.

Ступень акіслення

Больш універсальнай характарыстыкай стану атама ў хімічным злучэнні з'яўляецца ступень акіслення.

! Ступень акіслення — гэта ўмоўны адносны зарад атама ў хімічным злучэнні, калі дапусціць, што яно складаецца з іонаў.

Пры вызначэнні ступені акіслення атамаў дапускаюць, што ўсе звязваючыя электронныя пары перайшлі да больш электраадмоўнага атама. На самой спра-

ве такога поўнага зрушвання не адбываецца нават пры ўзаемадзеянні атамаў элементаў з вялікай розніцай у электраадмоўнасцях.

Аднак умоўна лічаць такое зрушванне электронных пар поўным *незалежна ад рэальнай ступені зрушвання*.

Лікавае значэнне гэтай характарыстыкі выражаецца ў адзінках зараду электрона і можа мець дадатнае, адмоўнае і нулявое значэнні.

Колькасна ступень акіслення вызначаецца лікам валентных электронаў, зрушаных ад дадзенага элемента ў хімічным злучэнні (дадатная ступень акіслення) або да яго (адмоўная ступень акіслення).

У аснову разліку ступені акіслення атамаў у злучэннях пакладзены прынцып, згодна з якім алгебраічная сума ступеней акіслення атамаў у злучэнні роўна нулю, а ў складаным іоне (тыпу NH_4^+, SO_4^{2-} і да т. п.) — зараду іона.

Пры правядзенні разлікаў неабходна ведаць некалькі асноўных палажэнняў.

1. Металы ва ўсіх складаных злучэннях маюць толькі *дадатныя ступені* акіслення.

2. Неметалы могуць праяўляць як *дадатныя,* так і *адмоўныя ступені* акіслення.

3. Элементы, атамы якіх праяўляюць пастаянную ступень акіслення:

а) шчолачныя металы (Li, Na, K, Rb, Cs) — **+1**;

б) металы другой групы (A і B) — **+2**;

в) алюміній — **+3**;

г) фтор — **−1**.

Кісларод практычна ва ўсіх сваіх злучэннях праяўляе ступень акіслення **−2**, акрамя фтарыду OF_2 і пераксіду H_2O_2.

4. Вышэйшая дадатная ступень акіслення, як правіла, роўна нумару групы перыядычнай сістэмы.

5. Ніжэйшая адмоўная ступень акіслення звычайна роўна рознасці: **№ групы − 8**.

Для большасці элементаў характэрна праяўленне іх атамамі пераменных ступеней акіслення ў залежнасці ад атамаў, з якімі ён звязаны, і тыпу злучэння, у якім ён знаходзіцца. Напрыклад, атамы азоту могуць праяўляць самыя разнастайныя ступені акіслення: ад **−3** у малекуле аміяку NH_3 да **+5** у малекуле азотнай кіслаты HNO_3 (табл. 9).

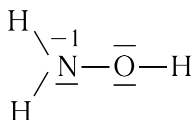
Табліца 9. **Ступень акіслення і кавалентнасць азоту ў некаторых злучэннях**

Назва злучэння	Графічная формула	Ступень акіслення азоту	Кавалентнасць азоту
Аміяк	$\begin{array}{c} H-\overline{N}-H \\ \vert \\ H \end{array}$	−3	III
Катыён амонію	$\left[\begin{array}{c} H \\ \vert \\ H-N-H \\ \vert \\ H \end{array}\right]^+$	−3	IV
Гідразін	$\begin{array}{ccccc} H & & & & H \\ & \diagdown & & \diagup & \\ & & \overline{N}-\overline{N} & & \\ & \diagup & & \diagdown & \\ H & & & & H \end{array}$	−2	III
Гідраксіламін	$\begin{array}{ccc} H & & \\ & \diagdown & \\ & & \overline{N}-\underline{\overline{O}}-H \\ & \diagup & \\ H & & \end{array}$	−1	III
Азот	$\vert N\equiv N\vert$	0	III
Азотная кіслата	$\begin{array}{ccc} & & \overline{O}\vert \\ & & \diagup\!\!\diagup \\ H-\underline{\overline{O}}-N & & \\ & & \diagdown \\ & & \underline{\overline{O}}\vert \end{array}$	+5	IV

Ступень акіслення не трэба атаясамліваць з кавалентнасцю атама элемента, хоць іх лікавыя значэнні часта супадаюць:

У пераксідзе вадароду H—O—O—H кавалентнасць кіслароду роўна двум, а ступень акіслення **−1**, у іоне H_3O^+ яго кавалентнасць III, а ступень акіслення **−2**.

Часта ступень акіслення атама элемента вызначаецца як алгебраічная сума ступеней акіслення па ўсіх сувязях з атамамі іншых элементаў. Напрыклад, у малекуле гідраксіламіну NH_2OH агульная ступень акіслення азоту роўна **−1**, паколькі па дзвюх сувязях з вадародам азот праяўляе сумарную ступень акіслення **−2**, а па сувязі з атамам кіслароду **+1**:



Ступень акіслення характарызуе стан атамаў элемента ў складаным рэчыве незалежна ад тыпаў сувязей яго атамаў. Асабліва важнай гэта характарыстыка з'яўляецца пры састаўленні ўраўненняў акісляльна-аднаўленчых рэакцый.

Кавалентнасць атама хімічнага элемента вызначаецца лікам кавалентных сувязей, якімі ён звязаны з іншымі атамамі, або, што тое ж самае, лікам арбіталей, якія выкарыстоўваюцца дадзеным атамам для ўтварэння сувязей.

Ступень акіслення — гэта ўмоўны адносны зарад атама ў хімічным злучэнні, вылічаны з дапушчэння, што яно складаецца з іонаў.

Пытанні і заданні

1. Колькі кавалентных сувязей тэарэтычна можа ўтварыць атам берылію?

2. Што з'яўляецца прычынай пераменнай кавалентнасці многіх элементаў?

3. Якія элементы маюць пастаянную ступень акіслення ў складаных рэчывах? Чаму?

4. Чаму роўныя вышэйшыя і ніжэйшыя ступені акіслення элементаў?

5. Вызначце кавалентнасць і ступень акіслення атамаў у малекулах: CH_4, NH_3, Br_2, CH_3OH, H_2SO_4.

6. Вызначце ступені акіслення і кавалентнасці атамаў фосфару: а) ў PH_3; б) P_2O_3; в) HPO_3; г) H_3PO_4.

7. Сера ў злучэнні са фторам праяўляе вышэйшую дадатную ступень акіслення. Разлічыце масу гэтага газападобнага рэчыва аб'ёмам (н. у.) 2 $дм^3$ і яго шчыльнасць па вадародзе.

§ 22. Іонная сувязь. Металічная сувязь

Кавалентная хімічная сувязь звычайна ўзнікае паміж атамамі неметалаў з аднолькавай электраадмоўнасцю або атамамі, у якіх яна не вельмі моцна адрозніваецца. Калі адрозненне ў электраадмоўнасці атамаў ($\Delta\chi$), паміж якімі ўтвараецца хімічная сувязь, вялікая і перавышае 1,7, то агульная электронная пара практычна поўнасцю зрушваецца да атама з большай электраадмоўнасцю. У выніку гэтага ўтвараюцца часціцы, якія маюць зарады —

дадатна і адмоўна зараджаныя іоны з устойлівай электроннай канфігурацыяй атамаў бліжэйшага высакароднага газу. Процілегла зараджаныя іоны трывала ўтрымліваюцца сіламі электрастатычнага прыцяжэння — паміж імі ўзнікае хімічная сувязь, якая называецца *іоннай*.

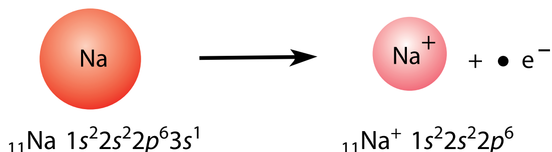
Іонная сувязь

Хімічная сувязь, якая ажыццяўляецца за кошт электрастатычнага ўзаемадзеяння процілегла зараджаных іонаў, называецца іоннай сувяззю.

Іонная сувязь, як правіла, узнікае паміж атамамі тыповых металаў і тыповых неметалаў. Характэрнай уласцівасцю атамаў металаў з'яўляецца тое, што яны лёгка аддаюць свае валентныя электроны, тады як атамы неметалаў здольныя лёгка іх далучаць.

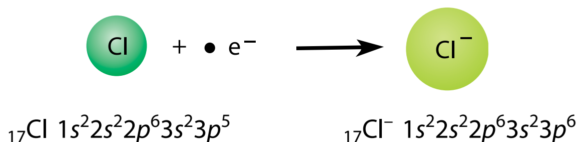
Разгледзім узнікненне іоннай хімічнай сувязі, напрыклад паміж атамамі натрыю і атамамі хлору ў хларыдзе натрыю NaCl.

Адрыў электрона ад атама натрыю прыводзіць да ўтварэння дадатна зараджанага іона — катыёну натрыю Na^+ (мал. 28):



Мал. 28. Утварэнне катыёну натрыю Na^+

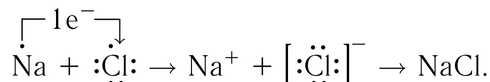
Далучэнне электрона да атама хлору прыводзіць да ўтварэння адмоўна зараджанага іона — аніёна хлору Cl^- (мал. 29):



Мал. 29. Утварэнне аніёна хлору Cl^-

Паміж іонамі Na^+ і Cl^-, якія ўтварыліся і маюць процілеглы зарад, узнікае электрастатычнае прыцяжэнне, у выніку якога ўтвараецца злучэнне — хларыд натрыю з іонным тыпам хімічнай сувязі. Такім чынам, працэс утварэння

іоннай сувязі зводзіцца да пераходу электронаў ад атамаў натрыю да атамаў хлору з утварэннем процілегла зараджаных іонаў, якія маюць завершаныя электронныя канфігурацыі знешніх слаёў:

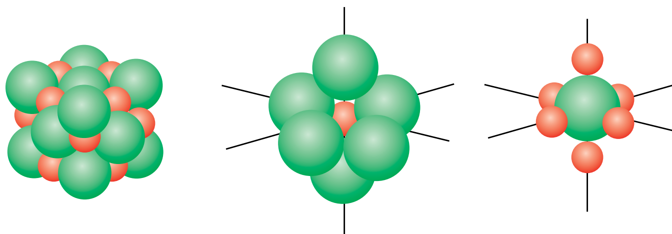


Злучэнні з іоннай сувяззю прынята называць *іоннымі*. Большасць бінарных злучэнняў, якія змяшчаюць атамы металаў, з'яўляюцца іоннымі, г. зн. у іх хімічная сувязь у значнай ступені іонная. Да ліку такіх злучэнняў адносяцца галагеніды, аксіды, сульфіды, нітрыды і інш.

Іонная сувязь узнікае не толькі паміж простымі катыёнамі і простымі аніёнамі тыпу F^-, Cl^-, S^{2-}, але і паміж простымі катыёнамі і складанымі аніёнамі тыпу NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-} або гідраксід-іонамі OH^-. Пераважная большасць солей і асноў з'яўляюцца іоннымі злучэннямі. Напрыклад, сульфат натрыю Na_2SO_4, нітрат медзі(II) $Cu(NO_3)_2$, гідраксід магнію $Mg(OH)_2$. Існуюць іонныя злучэнні, у састаў якіх уваходзяць складаныя катыёны, што не змяшчаюць атамы металаў, напрыклад іон амонію NH_4^+, а таксама злучэнні, у якіх складанымі з'яўляюцца і катыён, і аніён, напрыклад сульфат амонію $(NH_4)_2SO_4$.

Іонныя крышталі

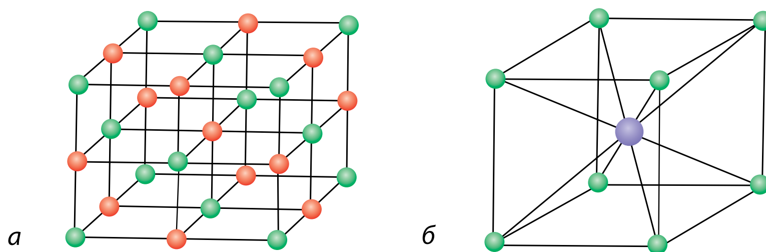
Іонная сувязь па сваіх уласцівасцях адрозніваецца ад кавалентнай. Паколькі сілы электрастатычнага ўзаемадзеяння накіраваны ад іона ва ўсе бакі, то кожны іон можа прыцягваць іоны процілеглага знака ў любым накірунку. Таму іоннае злучэнне ўяўляе сабой *велізарную асацыяцыю іонаў процілеглых знакаў*, размешчаных у пэўным парадку, у форме **іоннага крышталя**. Крышталі іонных злучэнняў складаюцца з катыёнаў і аніёнаў, якія пэўным чынам размяшчаюцца ў прасторы дзякуючы раўнавазе сіл прыцяжэння і адштурхвання. На малюнку 30 дадзена будова крышталя хларыду натрыю NaCl, які складаецца з катыёнаў



Мал. 30. Мадэль іоннага крышталя хларыду натрыю NaCl

натрыю Na^+ і аніёнаў хлору Cl^-. Кожны катыён натрыю абкружаны шасцю аніёнамі хлору, а кожны аніён хлору — шасцю катыёнамі натрыю.

Найменшай структурнай адзінкай крышталя (г. зн. яго найменшай часткай), якая адлюстроўвае ўсе асаблівасці структуры яго крышталічнай рашоткі, з'яўляецца **элементарная ячэйка**. Яе будова залежыць ад суадносіны памераў катыёну і аніёна, а таксама ад іх прыроды. На малюнку 31 прыведзена будова элементарных ячэек хларыду натрыю NaCl і хларыду цэзію CsCl. Існуюць і іншыя тыпы элементарных ячэек.



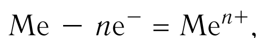
Мал. 31. Элементарныя ячэйкі крышталёў хларыду натрыю NaCl (*а*) і хларыду цэзію CsCl (*б*)

Калі часціцы ў рэчыве звязаны іоннай сувяззю, то яно належыць да рэчываў з *немалекулярнай будовай*. У цвёрдым агрэгатным стане такія рэчывы ўяўляюць сабой іонныя крышталі. Паколькі іонная сувязь з'яўляецца трывалай, то іонныя крышталі маюць звычайна высокія тэмпературы плаўлення і кіпення, не маюць паху. Для іонных злучэнняў характэрна крохкасць, а адсутнасць свабодна зараджаных часціц тлумачыцца тым фактам, што пры пакаёвай тэмпературы яны дрэнна праводзяць электрычны ток.

Металічная сувязь. Металічныя крышталі

Атамы большасці металаў дастаткова лёгка аддаюць свае валентныя электроны, у выніку чаго пераўтвараюцца ў дадатна зараджаныя іоны. Гэта адбываецца не толькі пры ўзаемадзеянні металаў з іншымі атамамі, але і пры ўтварэнні металічных крышталёў.

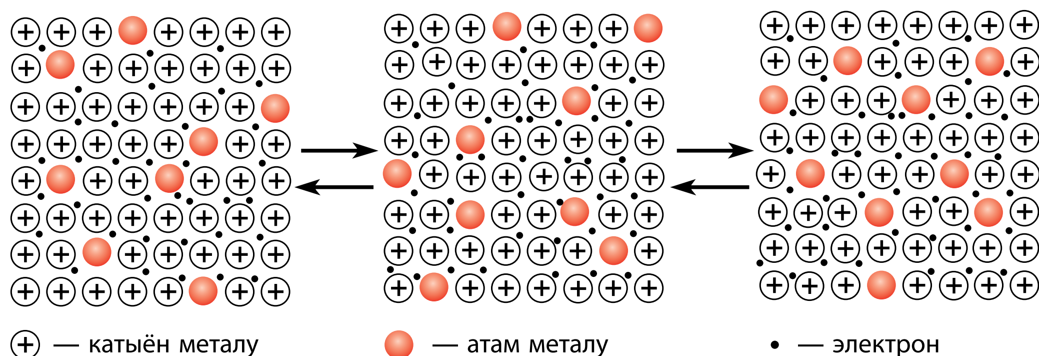
У крышталі металу бесперапынна адбываюцца два процілеглыя працэсы — утварэнне іонаў металу з нейтральных атамаў у выніку аддачы валентных электронаў:



$$\text{Me} - n\text{e}^- = \text{Me}^{n+},$$

і далучэння электронаў да іонаў з утварэннем нейтральных атамаў:

$$\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}.$$



Мал. 32. Схема крышталічнай рашоткі металу

У вузлах крышталічнай рашоткі металу папераменна знаходзяцца як нейтральныя атамы, так і дадатна зараджаныя іоны (мал. 32). Электроны, якія ўтвараюцца пры гэтым, свабодна перамяшчаюцца ўнутры крышталя і кампенсуюць узаемнае адштурхванне паміж дадатна зараджанымі катыёнамі металу, а таксама ўтрымліваюць атамы ў саставе крышталя. Яны становяцца агульнымі для ўсіх атамаў і іонаў металу, звязваючы іх паміж сабой.

Хімічная сувязь паміж атамамі ў металічным крышталі, якая ўзнікае за кошт абагулення іх валентных электронаў, называецца металічнай сувяззю.

Металічная сувязь не мае накіраванасці ў прасторы. Гэта хімічная сувязь з'яўляецца *калектыўнай*, як і іонная, у ёй прымаюць удзел усе атамы крышталя металу.

Металічная сувязь падобная да кавалентнай сувязі тым, што пры ўтварэнні і той і другой сувязі электроны абагульваюцца. Аднак у выніку металічнай сувязі гэтыя электроны звязваюць усе атамы металічнага крышталя, тады як у кавалентным злучэнні звязваюцца толькі атамы, якія знаходзяцца побач.

Іонная сувязь ажыццяўляецца за кошт электрастатычнага прыцяжэння паміж процілегла зараджанымі іонамі.

Хімічная сувязь паміж атамамі ў металічным крышталі, якая ўзнікае за кошт абагулення іх валентных электронаў, называецца металічнай сувяззю.

Пытанні і заданні

1. Пакажыце схемы ўтварэння іоннай сувязі ў наступных злучэннях: NaBr, K_2S, BaO, Ca_3N_2.

2. Напішыце электронныя канфігурацыі іонаў: Na^+, Ca^{2+}, S^{2-}, F^-.

3. Што ўяўляюць сабой іонныя крышталі? Якія іх будова і ўласцівасці?

4. У якога з рэчываў у кожнай пары хімічная сувязь мае больш іонны характар: а) Li_2O і Rb_2O; б) Al_2S_3 і $AlCl_3$?

5. Як узнікае металічная сувязь? Якія прычыны яе ўзнікнення?

6. Сярод дадзеных рэчываў вылучыце рэчывы з іоннай, палярнай і непалярнай кавалентнай сувяззю, металічнай сувяззю: H_2O, CaS, H_2, NH_3, $AuCu_3$, Cl_2, $BaCl_2$, $ZnBr_2$, CCl_4.

7. Вызначце тып сувязі ў наступных злучэннях: малекулярны бром, брамід вадароду, брамід калію, хларыд брому(I).

8. Вызначце, які метал, што праяўляе ступень акіслення **+4**, утварае хларыд з масавай доляй хлору 40,69 %.

§ 23. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне

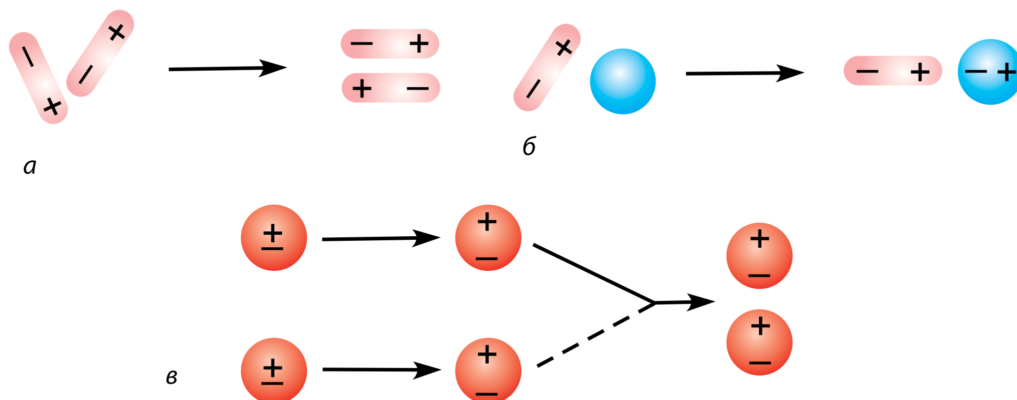
Малекулы, нягледзячы на сваю электранейтральнасць, здольныя ўзаемадзейнічаць паміж сабою. Такое ўзаемадзеянне называецца **міжмалекулярным**. Сілы, за кошт якіх узнікае гэта ўзаемадзеянне, часта называюць *ван-дэр-ваальсавымі* ў гонар галандскага вучонага Ван-дер-Ваальса. Гэтыя сілы абумоўліваюць прыцяжэнне малекул дадзенага рэчыва (або розных рэчываў) адна да адной у вадкім і цвёрдым агрэгатных станах.

Прырода міжмалекулярнага ўзаемадзеяння

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне, як і хімічная сувязь паміж атамамі, мае электрастатычную прыроду. Несіметрычнасць размеркавання электронаў і ядзер атамаў у малекуле прыводзіць да з'яўлення ў яе электрычных полюсаў — дадатнага з таго боку, дзе электронная шчыльнасць паніжана, і адмоўнага, дзе яна павышана. Палярныя малекулы, якія ўтварыліся, прыцягваюцца адна да адной рознаіменнымі полюсамі (мал. 33, *а*).

Узаемадзеянне можа ажыццяўляцца таксама паміж палярнай і непалярнай малекуламі. Пры гэтым у непалярнай малекуле пад дзеяннем электрычнага поля палярнай малекулы ўзнікае (*індуцыруецца*) дыполь. *Пастаянны дыполь і індуцыраваны дыполь* прыцягваюцца адзін да аднаго (мал. 33, *б*).

У непалярных малекулах у выніку пастаяннага змянення становішча ядзер і электронаў бесперапынна ўзнікаюць, перамяшчаюцца і знікаюць электрычныя полюсы. Таму ў розныя моманты часу ўзнікаюць *імгненныя* дыполі, паміж якімі таксама дзейнічаюць сілы прыцяжэння (мал. 33, *в*).



Мал. 33. Схема міжмалекулярнага ўзаемадзеяння:
а — паміж палярнымі малекуламі; *б* — паміж палярнай і непалярнай малекуламі;
в — паміж непалярнымі малекуламі

Гэтым тлумачыцца **існаванне прыцяжэння паміж любымі малекуламі, як палярнымі, так і непалярнымі.**

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне і агрэгатны стан рэчыва

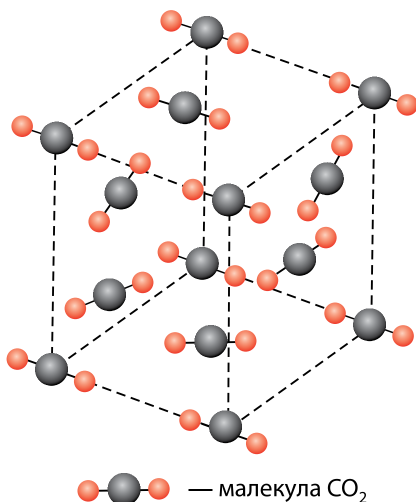
Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне абумоўлівае пераход рэчыва з газападобнага ў вадкі, а затым і ў цвёрды станы. Але ў параўнанні з кавалентнай сувяззю міжмалекулярныя ўзаемадзеянні больш слабыя, сувязі паміж малекуламі адносна нетрывалыя і лёгка разрываюцца. Менавіта таму малекулярныя рэчывы плавяцца і кіпяць пры адносна нізкіх тэмпературах.

Энергія міжмалекулярнага ўзаемадзеяння залежыць у асноўным ад дзвюх характарыстык малекул — іх палярнасці і памеру. Чым мацнейшае міжмалекулярнае ўзаемадзеянне ў рэчыве, тым вышэйшыя ў яго будуць тэмпературы плаўлення і кіпення. Напрыклад, дзякуючы больш трываламу міжмалекулярнаму ўзаемадзеянню кісларод кіпіць пры больш высокай тэмпературы, чым азот, што выкарыстоўваюць пры атрыманні гэтых газаў з паветра. Вуглевадароды з вялікай малекулярнай масай кіпяць пры больш высокай тэмпературы, чым нізкамалекулярныя вуглевадароды. Гэта ўласцівасць вуглевадародаў ляжыць у аснове працэсу перагонкі нафты.

Малекулярныя крышталі

У вузлах малекулярнай крышталічнай рашоткі размешчаны малекулы, звязаныя паміж сабой слабымі міжмалекулярнымі сувязямі (мал. 34). Малеку-

лярныя крышталічныя рашоткі маюць вадарод, азот, кісларод, ёд, вада, вуглякіслы газ, многія арганічныя рэчывы, якія знаходзяцца ў цвёрдым стане. Крышталі высакародных газаў таксама малекулярныя, яны пабудаваны з аднаатамных малекул.



Мал. 34. Схема малекулярнага крышталя CO_2

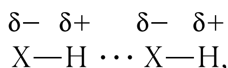
Для рэчываў, якія ўтвараюць малекулярныя крышталі, характэрны нізкія тэмпературы плаўлення і кіпення, невялікая цвёрдасць. Награванне некаторых малекулярных крышталёў, напрыклад ёду, вуглякіслага газу, прыводзіць да пераходу рэчыва з цвёрдага стану адразу ў газападобны, мінуючы вадкую фазу. Гэты працэс называецца *ўзгонкай*, або *сублімацыяй*.

У той жа час многія арганічныя рэчывы з малекуламі, якія змяшчаюць дзясяткі тысяч і больш атамаў, наогул не плавяцца, паколькі трываласць сувязей паміж малекуламі ў суме аказваецца вышэйшай за трываласць сувязей унутры малекулы. Паспрабуйце расплавіць, напрыклад, крухмал, цэлюлозу (вату). Вы пераканаецеся ў тым, што рэчыва пачне разбурацца раней, чым плавіцца.

Аднак трэба мець на ўвазе, што *рэакцыйная здольнасць малекулярных рэчываў залежыць ад трываласці не міжмалекулярных, а ўнутрымалекулярных сувязей,* бо пры хімічным узаемадзеянні разрываюцца менавіта ўнутрымалекулярныя сувязі. Напрыклад, парафін — механічна нетрывалае рэчыва, сувязі паміж малекуламі ў ім слабыя. Але гэта рэчыва хімічна дастаткова ўстойлівае, яно не разбураецца пад дзеяннем кіслот і шчолачаў.

<u>*Вадародная сувязь*</u>

Адной з разнавіднасцей міжмалекулярнага ўзаемадзеяння з'яўляецца **вадародная сувязь**. Яна ажыццяўляецца паміж дадатна палярызаваным атамам вадароду адной малекулы і адмоўна палярызаваным атамам другой малекулы:



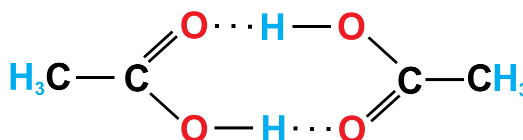
$$\overset{\delta-}{X}—\overset{\delta+}{H} \cdots \overset{\delta-}{X}—\overset{\delta+}{H},$$

дзе X — атам аднаго з найбольш электраадмоўных элементаў: F, O або N.

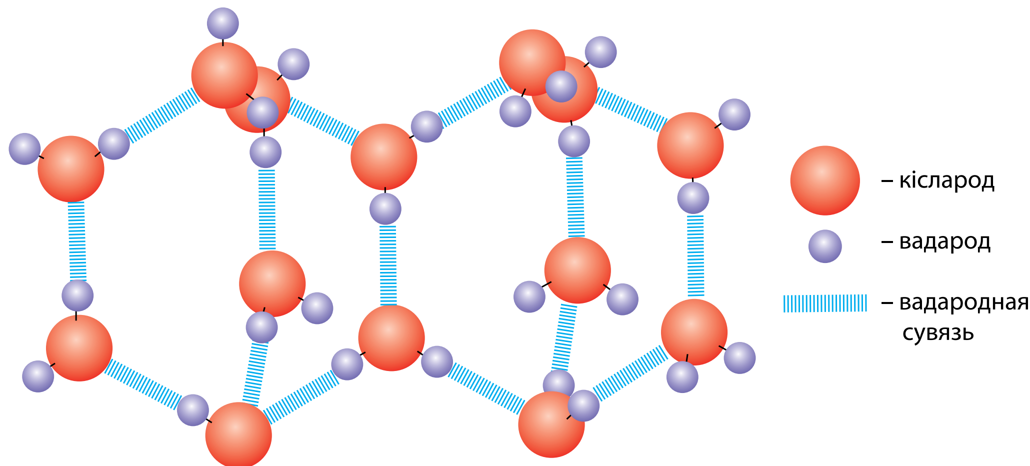
Узнікненне вадароднай сувязі (на схеме яна паказваецца трыма кропкамі) абумоўлена перш за ўсё тым, што ў атама вадароду ёсць толькі адзін электрон, які пры ўтварэнні палярнай кавалентнай сувязі з моцнаадмоўным элементам зрушваецца ў бок гэтага элемента. На атаме вадароду ўзнікае частковы дадатны зарад, што ў спалучэнні з адсутнасцю ўнутраных электронных слаёў дазваляе другому атаму зблізіцца на адлегласці, блізкія да даўжынь атамных сувязей.

У першым прыбліжэнні ўтварэнне вадароднай сувязі можна растлумачыць *электрастатычным узаемадзеяннем* паміж малекуламі. Пэўны ўклад ва ўтварэнне вадароднай сувязі ўносіць донарна-акцэптарнае ўзаемадзеянне «свабоднай» 1*s*-арбіталі атама вадароду і арбіталі з непадзеленай парай электронаў электраадмоўнага атама. Таму вадародная сувязь валодае ўласцівасцю накіраванасці, у многім вызначаючы структуру рэчыва ў кандэнсаваным стане.

Дзякуючы вадародным сувязям малекулы аб'ядноўваюцца ў *асацыяты*, напрыклад малекулы воцатнай кіслаты ўтвараюць *дымеры* (мал. 35). Вадародныя сувязі вызначаюць крышталічную структуру лёду, дзе кожны атам кіслароду ў малекулах H_2O звязаны з чатырма атамамі вадароду — двума кавалентнымі і двума вадароднымі сувязямі (мал. 36).



Мал. 35. Утварэнне дымераў воцатнай кіслаты за кошт вадароднай сувязі

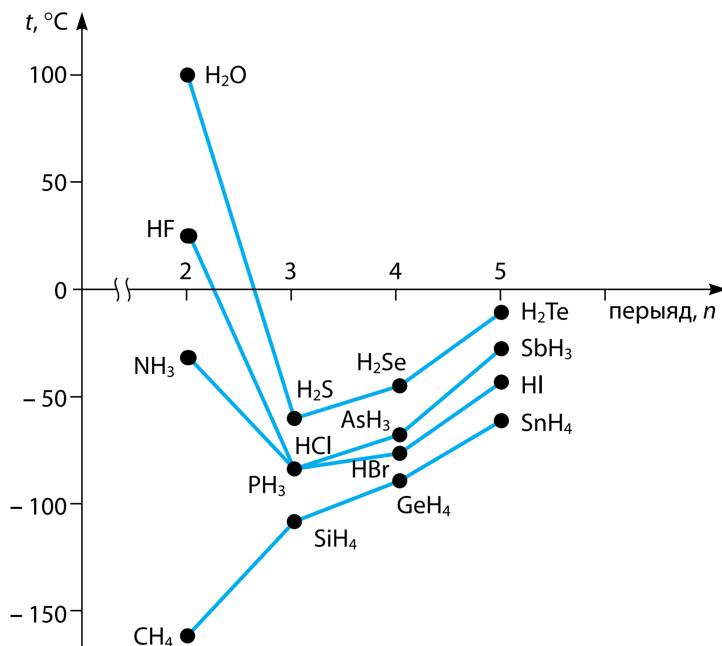


Мал. 36. Фрагмент крышталічнай структуры лёду

Узаемадзеянне з утварэннем вадароднай сувязі ў некалькі разоў больш моцнае, чым звычайнае міжмалекулярнае ўзаемадзеянне, але больш слабае за кавалентную сувязь. З павышэннем тэмпературы вадародныя сувязі разбураюцца. Гэта атрымліваецца пры пераходзе рэчыва малекулярнай будовы з цвёрдага стану ў вадкі, а потым у газападобны.

Наяўнасць вадароднай сувязі істотна ўплывае на фізічныя ўласцівасці рэчываў. Так, анамальна высокія тэмпературы кіпення H_2O, HF, NH_3 у параўнанні з аналагічнымі рэчывамі, утворанымі элементамі гэтых жа груп іншых перыядаў (мал. 37), тлумачацца ўтварэннем асацыятаў за кошт вадародных сувязей.

Вадародная сувязь O···H шырока распаўсюджана ў прыродзе. Менавіта яе наяўнасцю абумоўлены анамальныя ўласцівасці вады, у тым ліку высокія тэмпературы кіпення і плаўлення, незвычайна высокая цеплаёмістасць. Дзякуючы сваёй ажурнай структуры (гл. мал. 36) лёд мае меншую шчыльнасць, чым вадкая вада. Таму ўзімку лёд знаходзіцца на паверхні вады, а глыбокія вадаёмы не прамярзаюць да дна.



Мал. 37. Залежнасць тэмпературы кіпення вадародных злучэнняў элементаў груп IV—VIA ад нумара перыяду

Вадародная сувязь можа ўзнікаць і паміж атамамі адной малекулы. Часцей за ўсё **ўнутрымалекулярная вадародная сувязь** узнікае ў малекулах арганічных рэчываў, якія змяшчаюць у сваім саставе такія групы атамаў, як —OH, =NH, $—NH_2$ і інш.

Асабліва вялікая роля вадародных сувязей у біяхімічных працэсах з удзелам высокамалекулярных злучэнняў (бялкі, ДНК і інш.), прасторавая структура якіх вызначаецца наяўнасцю вадародных сувязей.

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне ўзнікае паміж любымі малекуламі, як палярнымі, так і непалярнымі, і мае электрастатычную прыроду.

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне абумоўлівае пераход рэчыва з газападобнага стану ў вадкі, а затым і ў цвёрды.

Чым больш моцнае міжмалекулярнае ўзаемадзеянне ў рэчыве, тым вышэйшыя ў яго будуць тэмпературы плаўлення і кіпення.

У вузлах малекулярнай крышталічнай рашоткі размешчаны малекулы, звязаныя паміж сабой слабымі міжмалекулярнымі сувязямі.

Вадародная сувязь ажыццяўляецца паміж дадатна палярызаваным атамам вадароду адной малекулы і адмоўна палярызаваным атамам фтору, кіслароду, азоту (больш рэдка хлору і серы), якія належаць іншай малекуле.

Пытанні і заданні

1. Якая прырода міжмалекулярнага ўзаемадзеяння? Апішыце яго сутнасць.

2. Прывядзіце па два прыклады іонных і малекулярных крышталічных рэчываў. У чым прычына рэзкага адрознення іх уласцівасцей?

3. Дайце характарыстыку вадароднай сувязі. У якіх выпадках магчыма яе ўтварэнне? Прывядзіце прыклады.

4. Паміж малекуламі якіх рэчываў можа ўтварацца вадародная сувязь:

а) H_2 і H_2; б) H_2O і H_2O; в) H_2 і F_2; г) HF і HF?

5. Як растлумачыць высокую тэмпературу кіпення этылавага спірту ў параўнанні з вуглевадародам, які мае прыкладна такую ж малярную масу, як і спірт?

6. Вядома, што спірты, у адрозненне ад вуглевадародаў, добра раствараюцца ў вадзе. Як вы гэта можаце растлумачыць?

7. Якія фізічныя ўласцівасці характэрныя рэчывам з наступнымі тыпамі крышталічных рашотак: а) іонная; б) атамная; в) малекулярная; г) металічная?

Раздзел V

ХІМІЧНЫЯ РЭАКЦЫІ

§ 24. Класіфікацыя хімічных рэакцый

Агульны лік усіх магчымых хімічных рэакцый неймаверна вялікі, аднак сярод іх ёсць ператварэнні, якія падобныя паміж сабой па пэўных прыкметах. Гэта дае магчымасць класіфікаваць хімічныя рэакцыі, г. зн. падзяліць іх на групы, да кожнай з якіх адносяцца працэсы з адзінай агульнай прыкметай. Да такіх прыкмет адносяцца, напрыклад, змяненне ліку і складу рэчываў у ходзе рэакцыі, вылучэнне або паглынанне цеплаты, змяненне ступені акіслення атамаў і інш. Класіфікацыя рэакцый дазваляе сістэматызаваць нашы веды аб ператварэннях рэчываў і таму з'яўляецца вельмі карыснай пры вывучэнні хіміі. Пазнаёмімся з асновамі класіфікацыі хімічных рэакцый падрабязней.

1. ***По прыкмеце змянення ліку і складу рэчываў хімічныя рэакцыі можна падзяліць на рэакцыі злучэння, раскладання, замяшчэння і абмену.***

Рэакцыя злучэння — *гэта хімічная рэакцыя, у выніку якой з двух або большага ліку зыходных рэчываў утвараецца толькі адно новае рэчыва.*

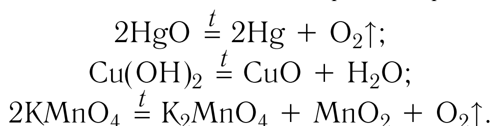
У такія рэакцыі могуць уступаць як простыя, так і складаныя рэчывы. Напрыклад:

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3; \qquad P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

Зразумела, што прадуктамі рэакцый злучэння заўсёды з'яўляюцца толькі складаныя рэчывы.

Рэакцыя раскладання — *гэта хімічная рэакцыя, у выніку якой з аднаго зыходнага рэчыва ўтвараецца некалькі новых рэчываў.*

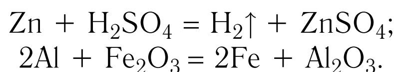
У рэакцыі дадзенага тыпу ўступаюць толькі складаныя злучэнні, а іх прадуктамі могуць быць як складаныя, так і простыя рэчывы. Напрыклад:



$$2HgO \overset{t}{=} 2Hg + O_2\uparrow;$$
$$Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O;$$
$$2KMnO_4 \overset{t}{=} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow.$$

Рэакцыя замяшчэння *— гэта хімічная рэакцыя, у выніку якой атамы аднаго элемента, якія ўваходзяць у склад простага рэчыва, замяшчаюць атамы другога элемента ў яго складаным злучэнні.*

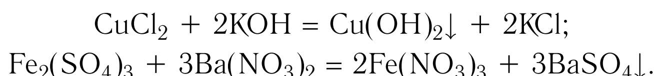
Як вынікае з азначэння, у такіх рэакцыях адно з зыходных рэчываў павінна быць простым, а другое — складаным. Напрыклад:



$$Zn + H_2SO_4 = H_2\uparrow + ZnSO_4;$$
$$2Al + Fe_2O_3 = 2Fe + Al_2O_3.$$

Рэакцыя абмену *— гэта рэакцыя, у выніку якой два складаныя рэчывы абменьваюцца сваімі састаўнымі часткамі.*

Прыклады рэакцый абмену:

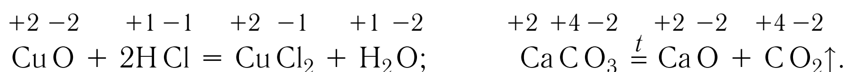


$$CuCl_2 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl;$$
$$Fe_2(SO_4)_3 + 3Ba(NO_3)_2 = 2Fe(NO_3)_3 + 3BaSO_4\downarrow.$$

Да рэакцый дадзенага тыпу адносяцца, напрыклад, вядомыя вам рэакцыі нейтралізацыі.

2. Па прыкмеце змянення ступеней акіслення атамаў хімічныя ператварэнні падзяляюцца на рэакцыі, у ходзе якіх ступені акіслення атамаў не змяняюцца, і рэакцыі, у ходзе якіх адбываецца іх змяненне.

Да рэакцый, у выніку якіх ступені акіслення атамаў не змяняюцца, адносяцца ўсе рэакцыі абмену, некаторыя рэакцыі злучэння і раскладання. Напрыклад:



$$\overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O} + 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} = \overset{+2}{Cu}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}; \qquad \overset{+2}{Ca}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3} \overset{t}{=} \overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}\uparrow.$$

Да хімічных ператварэнняў, якія суправаджаюць змяненні ступеней акіслення атамаў, адносяцца ўсе рэакцыі замяшчэння, некаторыя рэакцыі злучэння і раскладання. Напрыклад:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}\overset{-1}{Cl_2} = \overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{Cu}\downarrow; \qquad 2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{Br_2} = 2\overset{+3}{Al}\overset{-1}{Br_3}.$$

Рэакцыі, у ходзе якіх адбываецца змяненне ступеней акіслення атамаў, называюцца *акісляльна-аднаўленчымі*.

3. ***Па прыкмеце вылучэння або паглынання цеплаты хімічныя рэакцыі падзяляюцца на экзатэрмічныя і эндатэрмічныя.***

Экзатэрмічнымі *называюцца рэакцыі, якія суправаджаюцца вылучэннем цеплаты ў навакольнае асяроддзе.* Вылучэнне цеплаты абазначаецца сімвалам $+Q$ у канцы ўраўненняў такіх рэакцый. Напрыклад:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O + Q; \qquad KOH + HCl = KCl + H_2O + Q.$$

Рэакцыі гэтага тыпу пачынаюцца альбо пры пакаёвай тэмпературы, альбо пры невялікім награванні і далей ажыццяўляюцца самаадвольна за кошт вылучэння «ўласнай» цеплаты. Да экзатэрмічных адносіцца большасць рэакцый злучэння, замяшчэння, абмену і некаторыя рэакцыі раскладання.

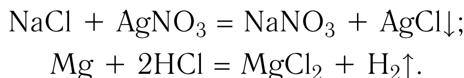
Эндатэрмічнымі *называюцца рэакцыі, якія суправаджаюцца паглынаннем цеплаты з навакольнага асяроддзя.* Ва ўраўненнях рэакцый гэтага тыпу паглынанне цеплаты абазначаецца сімвалам $-Q$. Напрыклад:

$$2HgO \overset{t}{=} 2Hg + O_2\uparrow - Q; \qquad CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow - Q.$$

Амаль усе рэакцыі дадзенага тыпу пачынаюцца і адбываюцца толькі пры высокіх тэмпературах. Да іх адносяць большасць рэакцый раскладання, некаторыя працэсы злучэння і абмену.

4. ***Па прыкмеце накірунку працякання хімічныя рэакцыі падзяляюцца на неабарачальныя і абарачальныя.***

Неабарачальнымі *называюцца хімічныя рэакцыі, якія працякаюць толькі ў адным накірунку («злева направа»), у выніку чаго зыходныя рэчывы пераўтвараюцца ў прадукты рэакцыі.* Аб такіх хімічных працэсах гавораць, што яны адбываюцца «да канца». Да іх адносяцца рэакцыі гарэння, а таксама рэакцыі, якія суправаджаюцца ўтварэннем малараствaральных (↓) або газападобных рэчываў (↑). Напрыклад:



$$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl\downarrow;$$
$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow.$$

Абарачальнымі *называюцца хімічныя рэакцыі, якія працякаюць* **адначасова** *ў двух процілеглых напрамках («злева направа» і «справа налева»).* Ва ўраўненнях такіх рэакцый знак роўнасці замяняецца дзвюма стрэлкамі, якія накіраваны ў процілеглыя напрамкі. Напрыклад:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3; \qquad 2SO_3 \rightleftarrows 2SO_2 + O_2.$$

Сярод дзвюх рэакцый, што працякаюць адначасова, адрозніваюць *прамую*, якая ажыццяўляецца «злева направа», і *адваротную*, якая адбываецца «справа налева».

Паколькі ў ходзе абарачальнай рэакцыі зыходныя рэчывы адначасова і выдаткоўваюцца, і ўтвараюцца, яны не поўнасцю ператвараюцца ў прадукты рэакцыі. Таму аб абарачальных рэакцыях гавораць, што яны працякаюць «не да канца». У іх выніку заўсёды ўтвараецца сумесь зыходных рэчываў і прадуктаў узаемадзеяння.

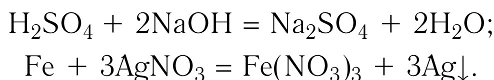
5. *Па прыкмеце ўдзелу каталізатараў хімічныя рэакцыі падзяляюцца на каталітычныя і некаталітычныя.*

Каталітычнымі *называюцца рэакцыі, якія працякаюць ў прысутнасці каталізатараў.* Ва ўраўненнях такіх рэакцый хімічную формулу каталізатара паказваюць над знакам роўнасці або абарачальнасці, іншы раз разам з абазначэннямі ўмоў адбывання (тэмпература t, ціск p). Напрыклад:

$$2H_2O_2 \overset{MnO_2}{=} 2H_2O + O_2\uparrow; \qquad 2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{V_2O_5,\ t,\ p} 2SO_3.$$

Да рэакцый дадзенага тыпу адносяцца многія рэакцыі раскладання і злучэння.

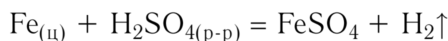
Некаталітычнымі *называюцца рэакцыі, якія працякаюць пры адсутнасці каталізатараў.* Гэта, напрыклад, рэакцыі абмену і замяшчэння:



$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O;$$
$$Fe + 3AgNO_3 = Fe(NO_3)_3 + 3Ag\downarrow.$$

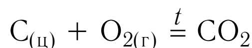
6. *Па наяўнасці мяжы падзелу фаз усе хімічныя рэакцыі падзяляюцца на гамагенныя і гетэрагенныя.*

Фаза — аднародная частка сумесі рэчываў, аддзеленая ад іншых яе частак паверхняй — *мяжой падзелу фаз*. У залежнасці ад агрэгатнага стану адрозніваюць фазы цвёрдыя, вадкія і газападобныя. Межы паміж рознымі фазамі часам бачны амаль простым вокам. Напрыклад, у рэакцыі



$$Fe_{(ц)} + H_2SO_{4(р\text{-}р)} = FeSO_4 + H_2\uparrow$$

цвёрдая фаза (жалеза) аддзелена ад вадкай фазы (раствору сернай кіслаты) выразна бачнай мяжой — паверхняй кавалачка жалеза. У рэакцыі гарэння вугалю ў кіслародзе



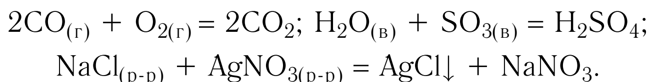
$$C_{(ц)} + O_{2(г)} \overset{t}{=} CO_2$$

паміж цвёрдай (вугалем) і газападобнай (кіслародам) фазамі існуе бачная мяжа — паверхня вугалю. Такія *рэакцыі, у якіх зыходныя рэчывы ўтвараюць некалькі фаз, называюцца многафазнымі, або* ***гетэрагеннымі***[1]. Да іх адносяцца ўзаемадзеянне цвёрдых рэчываў з растворанымі (ц + р-р),

[1] Ад грэч. *гетэрас* — розны.

з газападобнымі (ц + г) або з вадкімі (ц + в) рэчывамі, а таксама рэакцыі паміж вадкімі рэчывамі і газамі (в + г), паміж цвёрдымі рэчывамі (ц + ц). Асаблівасцю гетэрагенных рэакцый з'яўляецца тое, што *яны працякаюць толькі на паверхні падзелу фаз*.

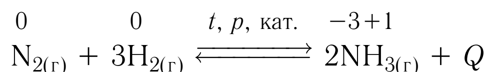
Калі паміж зыходнымі рэчывамі адсутнічае паверхня падзелу, яны ўтвараюць адну фазу — аднародную газападобную або вадкую сумесь. *Рэакцыі паміж рэчывамі, якія знаходзяцца ў адной фазе, называюцца аднафазнымі, або* ***гамагеннымі***[1]. Да іх адносяцца, напрыклад, рэакцыі паміж газамі (г + г), вадкімі рэчывамі (в + в), якія змешваюцца, або іншымі рэчывамі, якія змяшчаюцца ў вадкіх растворах (р-р + р-р):



$$2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_2;\ H_2O_{(в)} + SO_{3(в)} = H_2SO_4;$$
$$NaCl_{(р\text{-}р)} + AgNO_{3(р\text{-}р)} = AgCl\downarrow + NaNO_3.$$

У адрозненне ад гетэрагенных *гамагенныя рэакцыі працякаюць цалкам ва ўсім аб'ёме рэакцыйнай сумесі.*

Такім чынам, усе хімічныя рэакцыі можна класіфікаваць па розных прыкметах. У той жа час кожную хімічную рэакцыю можна ахарактарызаваць сукупнасцю такіх прыкмет. Так, напрыклад, аб рэакцыі ўтварэння аміяку з простых рэчываў



$$\overset{0}{N}_{2(г)} + 3\overset{0}{H}_{2(г)} \xrightleftharpoons{t,\ p,\ кат.} 2\overset{-3}{N}\overset{+1}{H}_{3(г)} + Q$$

можна казаць, што яна з'яўляецца рэакцыяй:

а) *злучэння*, паколькі з двух зыходных рэчываў — азоту і вадароду — утвараецца адно новае — аміяк;

б) *акісляльна-аднаўленчай,* паколькі ў ходзе рэакцыі змяняюцца ступені акіслення атамаў;

в) *абарачальнай*, паколькі з утварэннем аміяку адначасова адбываецца яго раскладанне;

г) *гамагеннай*, паколькі рэагенты — азот і вадарод — знаходзяцца ў адным агрэгатным стане;

д) *экзатэрмічнай*, таму што ўтварэнне аміяку суправаджаецца вылучэннем цеплаты ў навакольнае асяроддзе;

е) *каталітычнай*, таму што яна адбываецца ў прысутнасці каталізатара — жалеза.

[1] Ад грэч. *гомас* — аднолькавы.

Хімічныя рэакцыі класіфікуюцца па розных прыкметах: па змяненні ліку і саставе рэчываў — удзельнікаў рэакцыі, па змяненні ступеней акіслення атамаў, па цеплавых эфектах, па накірунку працякання, па ўдзеле ў рэакцыях каталізатара, па наяўнасці мяжы падзелу фаз. Кожная хімічная рэакцыя можа быць ахарактарызавана наборам названых прыкмет.

Пытанні і заданні

1. З прыведзенага пераліку выпішыце асобна ўраўненні рэакцый злучэння; раскладання; замяшчэння; абмену:

а) $MgCO_3 = MgO + CO_2$;
б) $CuCl_2 + Zn = Cu + ZnCl_2$;
в) $KOH + HCl = KCl + H_2O$;
г) $2HgO = 2Hg + O_2$;
д) $2AgNO_3 + MgCl_2 = Mg(NO_3)_2 + 2AgCl$;
е) $3H_2SO_4 + 2Al = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$;
ж) $2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$;
з) $8Al + 3Fe_3O_4 = 4Al_2O_3 + 9Fe$;
і) $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = BaSO_4 + 2KOH$.

2. З пераліку ўраўненняў, якія прыведзены ў заданні 1, выпішыце ўраўненні акісляльна-аднаўленчых рэакцый. Ахарактарызуйце іх па іншых класіфікацыйных прыкметах.

3. Ахарактарызуйце па розных класіфікацыйных прыкметах хімічныя рэакцыі, якія адлюстроўваюцца ўраўненнямі:

а) $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} \xrightarrow{t,\ Pt} 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)} + Q$;
б) $C_{(ц)} + 2H_2O_{(г)} \overset{t}{=} CO_{2(г)} + 2H_{2(г)} - Q$;
в) $2Al_{(ц)} + 3CuCl_{2(р\text{-}р)} = 2AlCl_{3(р\text{-}р)} + 3Cu_{(ц)} + Q$.

4. З прыведзенага пераліку неабходна выбраць ураўненне рэакцыі, якая з'яўляецца адначасова: экзатэрмічнай і гамагеннай; эндатэрмічнай і гетэрагеннай; якая працякае без змянення ступеней акіслення атамаў і экзатэрмічнай; гамагеннай і акісляльна-аднаўленчай:

а) $HCl_{(р\text{-}р)} + KOH_{(р\text{-}р)} = KCl_{(р\text{-}р)} + H_2O_{(ж)} + Q$;
б) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + Q$;
в) $3Fe_{(ц)} + 4H_2O_{(г)} = Fe_3O_{4(ц)} + 4H_{2(г)} + Q$;
г) $C_{(ц)} + H_2O_{(г)} = CO_{(г)} + H_{2(г)} - Q$.

5. Дадзены рэчывы: H_2, Zn, O_2, CuO, $HCl_{(р\text{-}р)}$, H_2O, $Ca(OH)_{2(р\text{-}р)}$, Na. Напішыце ўраўненні ўсіх магчымых гамагенных і гетэрагенных рэакцый з удзелам названых рэчываў. Якія з іх належаць да акісляльна-аднаўленчых; да рэакцый злучэння; да рэакцый абмену?

§ 25. Цеплавыя эфекты хімічных рэакцый. Найпрасцейшыя тэрмахімічныя разлікі

Як вы ўжо ведаеце, усе хімічныя рэакцыі суправаджаюцца цеплавымі з'явамі — вылучэннем або паглынаннем цеплаты. Рэакцыі, якія адбываюцца з вылучэннем цеплаты, называюцца экзатэрмічнымі, а рэакцыі, якія адбываюцца з паглынаннем цеплаты — эндатэрмічнымі. Калі хімічныя колькасці рэагентаў лікава роўны адпаведным каэфіцыентам ва ўраўненнях рэакцыі, то *колькасць цеплаты Q, якая вылучаецца або паглынаецца ў ходзе дадзенай рэакцыі, называецца яе* ***цеплавым эфектам***. Цеплавыя эфекты экзатэрмічных працэсаў прынята лічыць дадатнымі і абазначаць ва ўраўненнях рэакцый сімвалам $+Q$. Цеплавыя эфекты эндатэрмічных рэакцый лічацца адмоўнымі і ва ўраўненнях рэакцый абазначаюцца сімвалам $-Q$.

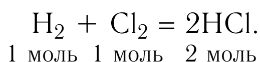
Цеплавыя эфекты рэакцый залежаць ад прыроды (саставу і будовы), агрэгатнага стану зыходных рэчываў і прадуктаў рэакцый, а таксама ад умоў, у якіх яны адбываюцца.

Велічыні цеплавых эфектаў можна вызначыць эксперыментальна, ажыццяўляючы рэакцыі ў спецыяльных прыборах — каларыметрах[1], здольных вельмі дакладна вызначыць колькасць цеплаты, якая вылучылася або паглынулася. Для таго каб гэтыя доследы можна было параўнаць і сістэматызаваць, усе атрыманыя вынікі прыводзяць да аднолькавых умоў, якія называюцца *стандартнымі*, — тэмпературы 25 °C (298 K) і ціску 101,325 кПа.

Чаму ж у ходзе адных рэакцый цеплата вылучаецца, а ў ходзе іншых — паглынаецца? Што з'яўляецца крыніцай цеплаты? Ад чаго залежаць велічыні цеплавых эфектаў рэакцый? Адказ на гэтыя пытанні заключаецца ў наступным. У ходзе любой хімічнай рэакцыі адначасова адбываюцца два працэсы — разрыў хімічных сувязей у малекулах зыходных рэчываў і ўтварэнне новых сувязей у малекулах прадуктаў рэакцыі. Першы з гэтых працэсаў заўсёды эндатэрмічны, г. зн. ажыццяўляецца з паглынаннем цеплаты Q_1, а другі — заўсёды экзатэрмічны і адбываецца з вылучэннем цеплаты Q_2. Сума цеплавых эфектаў гэтых працэсаў уяўляе сабой агульны цеплавы эфект рэакцыі Q:

$$\boldsymbol{Q = Q_1 + Q_2}.$$

У якасці прыкладу вызначым агульны цеплавы эфект рэакцыі ўтварэння хлоравадароду з простых рэчываў:



$$\underset{1\ \text{моль}}{H_2} + \underset{1\ \text{моль}}{Cl_2} = \underset{2\ \text{моль}}{2HCl}.$$

[1] Ад лац. *калор* — цеплата і грэч. *метрэо* — вымяраю.

У ходзе гэтай рэакцыі разрываюцца хімічныя сувязі ў малекулах H_2 і Cl_2 і ўтвараюцца новыя сувязі ў малекулах HCl. Вядома, што пры разрыве сувязей H—H у 1 моль вадароду і сувязей Cl—Cl у 1 моль хлору паглынаецца адпаведна 435,9 кДж і 242,3 кДж цеплаты. Паколькі ў цэлым пры разрыве сувязей паглынаецца 435,9 кДж + 242,3 кДж = 678,2 кДж, можна запісаць:

$$\boldsymbol{Q_1} = \mathbf{-678{,}2\ кДж}.$$

Вядома таксама, што пры ўтварэнні сувязей H—Cl у 2 моль хлоравадароду вылучаецца 862,8 кДж, адпаведна гэтаму запішам:

$$\boldsymbol{Q_2} = \mathbf{+862{,}8\ кДж}.$$

Тады агульны цеплавы эфект рэакцыі Q, роўны суме цеплавых эфектаў Q_1 і Q_2, складзе:

$$Q = Q_1 + Q_2 = -678{,}2\ кДж + 862{,}8\ кДж = +\ 184{,}6\ кДж.$$

Гэта значыць, што названая рэакцыя ў цэлым з'яўляецца экзатэрмічнай і адбываецца ў адпаведнасці з *тэрмахімічным ураўненнем*:

$$H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)} + 184{,}6\ кДж.$$

Тэрмахімічнымі *называюцца ўраўненні, у якіх паказваюцца цеплавыя эфекты рэакцый*. Паколькі іх велічыні залежаць ад агрэгатнага стану рэагентаў і прадуктаў, у тэрмахімічных ураўненнях абавязкова называюцца гэтыя станы: (**г**) — **г**аз; (**в**) — **в**адкасць; (**ц**) або (**к**) — **ц**вёрдае (**к**рышталічнае) рэчыва.

Тэрмахімічныя ўраўненні выкарыстоўваюцца пры выкананні ***тэрмахімічных разлікаў***, якія дазваляюць:

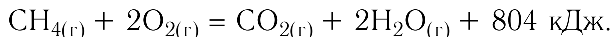
а) вызначыць колькасць цеплаты, якая вылучаецца або паглынаецца ў выніку рэакцыі, калі вядомы яе цеплавы эфект і хімічная колькасць (маса, аб'ём) аднаго з удзельнікаў рэакцыі;

б) разлічыць хімічную колькасць (масу, аб'ём) аднаго з удзельнікаў рэакцыі, калі вядома колькасць цеплаты, якая вылучылася або паглынулася;

в) скласці тэрмахімічнае ўраўненне рэакцыі, калі вядома колькасць цеплаты, якая вылучылася або паглынулася, і хімічная колькасць (маса, аб'ём) аднаго з удзельнікаў гэтай рэакцыі.

У якасці прыкладаў названых тэрмахімічных разлікаў рашым дзве задачы.

Прыклад 1. Разлічыце колькасць цеплаты, якая вылучылася ў выніку поўнага згарання ў кіслародзе метану аб'ёмам (н. у.) 6,72 дм^3 у адпаведнасці з тэрмахімічным ураўненнем:



$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} + 804 \text{ кДж.}$$

Дадзена:
$V(CH_4) = 6{,}72$ дм^3
$Q = 804$ кДж

$Q' = ?$

Рашэнне:

1. Разлічым хімічную колькасць згарэўшага метану:

$$n(CH_4) = \frac{V(CH_4)}{V_m} = \frac{6{,}72\ дм^3}{22{,}4\ дм^3/моль} = 0{,}3\ моль.$$

2. Разлічым шукаемую цеплату. З тэрмахімічнага ўраўнення рэакцыі вынікае, што ў выніку згарання 1 моль метану вылучаецца 801,8 кДж цеплаты. З улікам гэтага складзём прапорцыю:

пры згаранні **1 моль** метану вылучаецца **804 кДж,**

пры згаранні **0,3 моль** метану вылучаецца ***x* кДж**,

адкуль $x = \dfrac{0{,}3\ моль \cdot 804\ кДж}{1\ моль} = 241{,}2$ кДж.

Адказ: $Q' = 241{,}2$ кДж.

Прыклад 2. Разлічыце хімічную колькасць і масу алюмінію, які згарэў у кіслародзе ў адпаведнасці з тэрмахімічным ураўненнем

$$4Al_{(ц)} + 3O_{2(г)} = 2Al_2O_{3(к)} + 3347{,}4 \text{ кДж,}$$

калі ў выніку рэакцыі вылучаецца 83,69 кДж цеплаты.

Дадзена:
$Q = 3347{,}4$ кДж
$Q' = 836{,}9$ кДж

$n(Al) = ?$
$m(Al) = ?$

Рашэнне:

1. Знойдзем хімічную колькасць згарэўшага алюмінію. З тэрмахімічнага ўраўнення рэакцыі вынікае, што пры згаранні 4 моль алюмінію вылучаецца 3347,4 кДж цеплаты. З улікам гэтага складзём прапорцыю і знойдзем шукаемую хімічную колькасць металу:

пры згаранні **4 моль** Al вылучаецца **3347,4 кДж** цеплаты,

пры згаранні ***x* моль** Al вылучаецца **83,69 кДж** цеплаты,

адкуль $x = \dfrac{4\ моль \cdot 83{,}69\ кДж}{3347{,}4\ кДж} = 0{,}1$ моль.

2. Разлічым масу згарэўшага алюмінію:

$$m(\mathrm{Al}) = n(\mathrm{Al}) \cdot M(\mathrm{Al}) = 0{,}1 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 2{,}7 \text{ г.}$$

Адказ: 0,1 моль; 2,7 г.

Тэрмахімічныя даследаванні і разлікі шырока выкарыстоўваюцца ў навуковых мэтах, у тым ліку і для вызначэння энергетычнай каштоўнасці («каларыйнасці») розных відаў паліва, корму для жывёл, прадуктаў харчавання.

У цэлым, чым больш цеплаты вылучаецца пры згаранні дадзенага прадукту, тым вышэй яго каларыйнасць, г. зн. пажыўныя ўласцівасці.

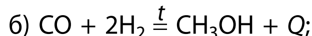
Працяканне любой хімічнай рэакцыі суправаджаецца вылучэннем або паглынаннем цеплаты.

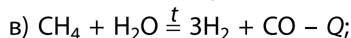
Колькасць цеплаты, якая вылучылася або паглынулася ў ходзе рэакцыі, называецца яе цеплавым эфектам. Ураўненні рэакцый, у якіх паказваюцца іх цеплавыя эфекты, называюцца тэрмахімічнымі.

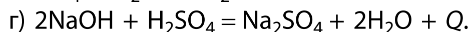
Пытанні і заданні

1. Назавіце, якія з рэакцый, схемы якіх прыведзены ніжэй, адносяцца да экзатэрмічных, а якія — да эндатэрмічных:

а) $2KNO_3 \overset{t}{=} 2KNO_2 + O_2\uparrow - Q$;


б) $CO + 2H_2 \overset{t}{=} CH_3OH + Q$;


в) $CH_4 + H_2O \overset{t}{=} 3H_2 + CO - Q$;

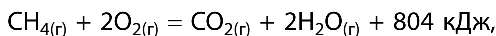

г) $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O + Q$.

2. Што абазначае сцверджанне: «Цеплавы эфект рэакцыі гарэння магнію ў кіслародзе роўны +1202 кДж»? Напішыце адпаведнае тэрмахімічнае ўраўненне рэакцыі.

3. Выкарыстоўваючы дадзеныя з задання 2, разлічыце колькасць цеплаты, якая вылучылася ў выніку згарання ў кіслародзе магнію масай 9,6 г.

4. Ацэтылен C_2H_2 хімічнай колькасцю 0,1 моль спалілі ў кіслародзе, у выніку чаго вылучылася 130 кДж цеплаты. Разлічыце цеплавы эфект дадзенай рэакцыі і напішыце яе тэрмахімічнае ўраўненне.

5. Разлічыце аб'ём (н. у.) метану, які згарэў у кіслародзе ў адпаведнасці з тэрмахімічным ураўненнем



$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} + 804 \text{ кДж},$$

калі ў выніку рэакцыі вылучаецца 40,2 кДж цеплаты.

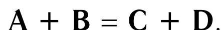
6. У выніку згарання серы масай 8 г у кіслародзе вылучылася 74,25 кДж цеплаты. Разлічыце цеплавы эфект дадзенай рэакцыі і напішыце яе тэрмахімічнае ўраўненне.

7. У выніку поўнага тэрмахімічнага раскладання карбанату кальцыю вылучаецца вуглякіслы газ аб'ёмам (н. у.) 6,72 дм^3. Разлічыце цеплавы эфект дадзенай рэакцыі і напішыце яе тэрмахімічнае ўраўненне, калі вядома, што ў названым эксперыменце паглынаецца 53,4 кДж цеплаты.

§ 26. Скорасць хімічных рэакцый

Вы ўжо ведаеце, што для ажыццяўлення розных хімічных рэакцый патрабуюцца розныя інтэрвалы часу. Напрыклад, працэс, падчас якога на жалезе ў вільготным паветры ўтвараецца іржа, доўжыцца на працягу некалькіх гадоў або нават дзесяцігоддзяў. У той жа час жалезная канцэлярская сашчэпка раствараецца ў салянай кіслаце за 15—20 мінут. Гэтыя прыклады сведчаць аб тым, што хімічныя рэакцыі ажыццяўляюцца з рознай скорасцю.

Чым жа вызначаецца скорасць хімічных рэакцый? Разгледзім гэта на прыкладзе рэакцыі, якая адлюстроўваецца ўмоўным ураўненнем:



$$\mathbf{A + B = C + D}.$$

З цягам часу хімічныя колькасці зыходных рэчываў $n(\mathrm{A})$ і $n(\mathrm{B})$ памяншаюцца, а хімічныя колькасці прадуктаў рэакцыі $n(\mathrm{C})$ і $n(\mathrm{D})$ павялічваюцца. Чым хутчэй адбываецца гэта змяненне, тым большая скорасць хімічнай рэакцыі, і наадварот — чым павольней змяняюцца колькасці рэчываў у ходзе рэакцыі, тым меншая яе скорасць.

Для вызначэння велічыні скорасці хімічнай рэакцыі v патрэбна ведаць змяненне хімічнай колькасці Δn якога-небудзь аднаго рэчыва (A, B, C або D), якое адбылося за інтэрвал часу Δt, і аб'ём пасудзіны V, у якой ідзе рэакцыя. Суадносіна гэтых велічынь, якая запісана ў выглядзе дробу $\dfrac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$, з'яўляецца матэматычным выразам *скорасці* хімічнай рэакцыі ў названым інтэрвале часу.

Вы ўжо ведаеце (гл. § 8), што велічыня, роўная адносіне хімічнай колькасці рэчыва n да аб'ёму V рэакцыйнай сумесі, называецца малярнай канцэнтрацыяй гэтага рэчыва c:

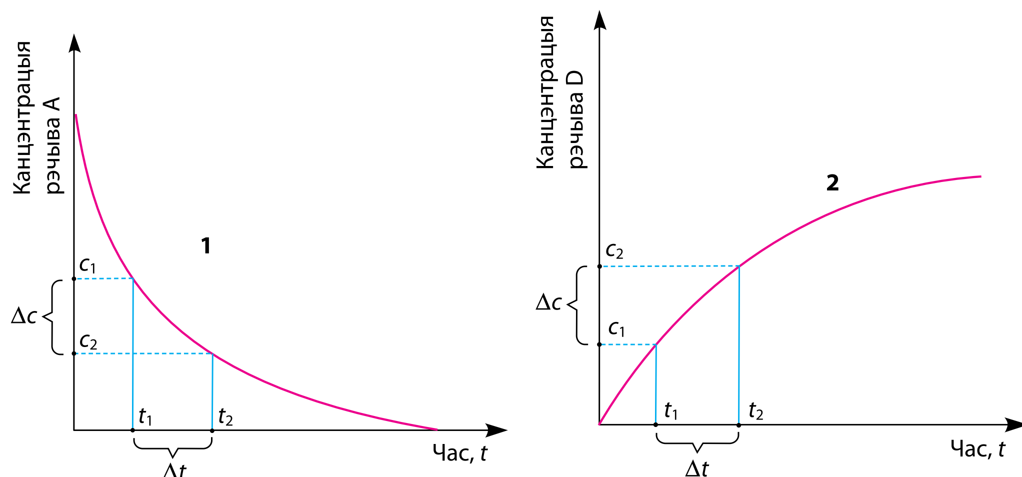
$$c(\text{р-ва}) = \frac{n(\text{р-ва})}{V}.$$

Калі ў выраз скорасці рэакцыі замест $\dfrac{\Delta n(\text{р-ва})}{V}$ падставіць $\Delta c(\text{р-ва})$, атрымаецца ўраўненне:

$$\boldsymbol{v} = \pm\frac{\boldsymbol{\Delta c}(\textbf{р-ва})}{\boldsymbol{\Delta t}}\ (\text{моль/дм}^3 \cdot \text{с}).$$

З гэтага вынікае азначэнне:

Скорасць хімічнай рэакцыі — велічыня, роўная адносіне змянення малярнай канцэнтрацыі рэчыва да інтэрвалу часу, на працягу якога адбылося дадзенае змяненне.



Мал. 38. Змяненне канцэнтрацыі рэчыва A (1) і рэчыва D (2) з цягам часу

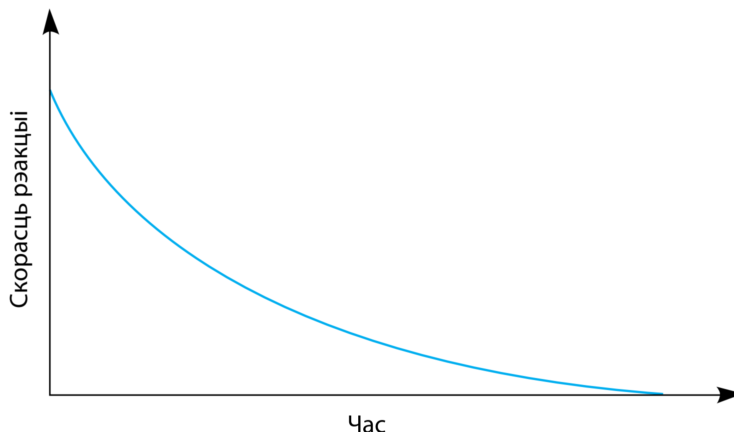
Паколькі рэчыва A, уступаючы ў рэакцыю, паступова расходуецца, змяненне яго канцэнтрацыі $\Delta c(\text{A}) = c_2(\text{A}) - c_1(\text{A})$ мае адмоўнае значэнне (мал. 38, 1). З улікам таго, што скорасць рэакцыі — толькі дадатная велічыня, ва ўраўненні скорасці рэакцыі перад дробам ставіцца знак «−»:

$$v = -\frac{\Delta c(\text{A})}{\Delta t}.$$

У той жа час прадукты рэакцыі накапліваюцца, таму змяненне іх канцэнтрацый, напрыклад $\Delta c(\text{D})$, мае дадатнае значэнне (мал. 38, 2), і ва ўраўненні скорасці рэакцыі перад дробам ставіцца знак «+»:

$$v = +\frac{\Delta c(\text{D})}{\Delta t}, \text{ або } v = \frac{\Delta c(\text{D})}{\Delta t}.$$

Скорасць рэакцыі па меры яе працякання змяншаецца (мал. 39) і праз некаторы час рэакцыя канчаецца.



Мал. 39. Змяненне скорасці рэакцыі з цягам часу

Раздзел хіміі, які прысвечаны вывучэнню скорасці хімічных рэакцый, называецца хімічнай кінетыкай (ад грэчаскага *кінесіс* — рух). Веданне яе законаў дазваляе дасвечана кіраваць рознымі хімічнымі рэакцыямі.

Скорасць хімічнай рэакцыі вызначаецца змяненнем малярнай канцэнтрацыі аднаго з рэагентаў або аднаго з прадуктаў рэакцыі за адзінку часу.

Пытанні і заданні

1. Як змяняюцца хімічныя колькасці зыходных рэчываў і прадуктаў у ходзе хімічных рэакцый?

2. Як, ведаючы змяненне хімічнай колькасці рэчыва за пэўны інтэрвал часу, можна разлічыць сярэднюю скорасць хімічнай рэакцыі? Напішыце адпаведнае ўраўненне.

3. У якіх адзінках вызначаецца скорасць хімічных рэакцый? Што азначае выказванне: «Скорасць хімічнай рэакцыі роўна 0,285 моль/дм^3 · с»?

4. Хімічная рэакцыя паміж газамі X + Y = Z + D адбывалася ў пасудзіне аб'ёмам 2 дм^3. У пачатковы момант часу хімічная колькасць рэчыва Y складала 0,5 моль, а праз 10 секунд яна стала роўнай 0,3 моль. Разлічыце скорасць дадзенай рэакцыі ў названым інтэрвале часу.

5. Як і чаму змяняюцца малярныя канцэнтрацыі зыходных рэчываў па меры працякання рэакцый? Што пры гэтым адбываецца з канцэнтрацыямі прадуктаў рэакцый?

6. У пачатку рэакцыі A + 2B = C канцэнтрацыя газу A была роўна 0,3 моль/дм^3. Праз 20 с яна стала роўнай 0,2 моль/дм^3. Разлічыце скорасць гэтай рэакцыі ў названым інтэрвале часу. Як пры гэтым змяніліся канцэнтрацыі газаў B і C?

§ 27. Фактары, якія ўплываюць на скорасць хімічных рэакцый

Ад чаго ж залежыць скорасць хімічных рэакцый, якія фактары вызначаюць яе велічыню? Такімі фактарамі з'яўляюцца прырода рэагуючых рэчываў, іх канцэнтрацыі, тэмпература, прысутнасць каталізатараў, плошча паверхні судакранання рэагентаў. Пазнаёмімся з кожным з іх падрабязней.

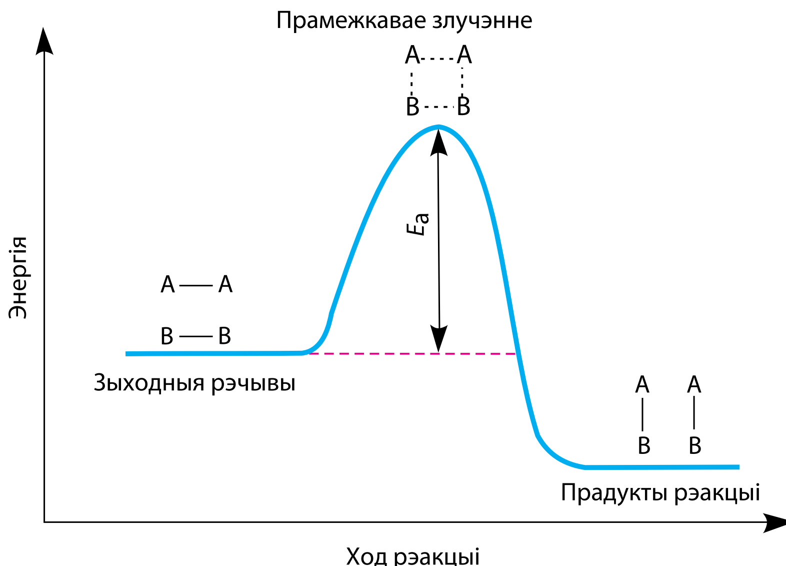
Хімічная прырода рэагуючых рэчываў

Паколькі хімічная прырода розных рэчываў неаднолькавая, яны валодаюць рознымі хімічнымі ўласцівасцямі, рознай рэакцыйнай здольнасцю. Напрыклад, пры пакаёвай тэмпературы аксід азоту(II) рэагуе з кіслародам хутка, а аксід вугляроду(II) у тых жа ўмовах акісляецца павольна. Чаму гэтыя аксіды, якія ў роўнай меры кантактуюць з кіслародам, акісляюцца з рознай скорасцю? Адказ на гэтае пытанне ў наступным. З вялікай колькасці часціц (у нашым прыкладзе — малекул NO і CO) у рэакцыю ўступаюць толькі тыя, якія валодаюць неабходным для гэтага *павышаным запасам энергіі*. Такія часціцы называюца *актыўнымі*. Чым большая доля актыўных часціц у рэчыве, тым вышэй скорасць рэакцыі з іх удзелам, і наадварот. Пры пакаёвай тэмпературы колькасць актыўных малекул у аксідзе азоту(II) намнога большая, чым у аксідзе вугляроду(II). Менавіта таму NO акісляецца кіслародам намнога хутчэй, чым CO.

Для таго каб рэакцыя працякала са значнай скорасцю, неактыўныя часціцы трэба перавесці ў актыўны стан, дадаўшы ім энергію, якой не дастае, напрыклад, пры награванні рэчыва. Гэта энергія называецца *энергіяй актывацыі* E_a. Такім чынам, ***энергія актывацыі — гэта мінімальная энергія* (кДж/моль), *якую неабходна надаць неактыўным часціцам рэагуючых рэчываў для таго, каб перавесці іх ў актыўны стан.***

Атрымліваючы звонку залішнюю энергію, неактыўныя часціцы пераадольваюць так званы *энергетычны бар'ер* (мал. 40), падобна да чалавека, які пераадольвае высокую гару, спачатку атрымаўшы энергію з ежы.

Кожная рэакцыя характарызуецца строга пэўным значэннем энергіі актывацыі, ад велічыні якой залежыць скорасць хімічнага ўзаемадзеяння. Чым меншая велічыня энергіі актывацыі E_a рэакцыі, тым ніжэй «энергетычны бар'ер» і вышэй скорасць рэакцыі; чым большая велічыня энергіі актывацыі E_a рэакцыі, тым яе скорасць ніжэй.



Мал. 40. Энергетычная дыяграма рэакцыі $A_2 + B_2 = 2AB$

Тэмпература

Паколькі ў розных рэакцыях значэнні энергіі актывацыі E_a моцна адрозніваюцца, то і скорасці гэтых рэакцый пры адной і той жа тэмпературы заўсёды розныя.

Як паказвае эксперымент, скорасць хімічных рэакцый моцна залежыць ад тэмпературы. Пры яе павышэнні неактыўныя малекулы паглынаюць энергію, роўную энергіі актывацыі або бо́льшую за яе, і становяцца актыўнымі. Паколькі лік актыўных малекул узрастае, то скорасць рэакцыі павялічваецца.

Колькасную залежнасць скорасці рэакцый ад тэмпературы вызначыў у 1884 годзе галандскі хімік Я. Вант-Гоф. Ён сфармуляваў правіла, якое назвалі яго прозвішчам: «***З ростам тэмпературы на кожныя 10 °С скорасць большасці хімічных рэакцый павялічваецца ў 2–4 разы***». Матэматычны выраз гэтай залежнасці мае выгляд:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}.$$

У гэтым ураўненні:
v_{t_2} — скорасць рэакцыі пры больш высокай тэмпературы t_2;
v_{t_1} — скорасць рэакцыі пры больш нізкай тэмпературы t_1;
Δt — рознасць тэмператур;
γ (гама) — *тэмпературны каэфіцыент скорасці рэакцыі*. Ён прымае значэнні ад 2 да 4 і паказвае, *у колькі разоў павялічваецца скорасць рэакцыі пры павелічэнні тэмпературы на кожныя 10* °С.

Канцэнтрацыя рэагуючых рэчываў

Чым вышэйшыя малярныя канцэнтрацыі зыходных рэчываў у сумесі, тым больш часціц змяшчаецца ў ёй і тым часцей гэтыя часціцы сутыкаюцца паміж сабою, а гэта, як вы ўжо ведаеце, прыводзіць да павелічэння скорасці рэакцыі. Пры змяншэнні малярных канцэнтрацый рэагентаў лік часціц, якія сутыкаюцца, становіцца меншым і скорасць іх узаемадзеяння зніжаецца.

Каб вывучыць уплыў тэмпературы і канцэнтрацыі рэагуючых рэчываў на скорасць хімічных рэакцый, правядзём невялікі эксперымент.

Лабараторны дослед 2

Даследаванне ўплыву тэмпературы і канцэнтрацыі кіслаты на скорасць узаемадзеяння цынку і салянай кіслаты

1. У прабірку пакладзіце адну гранулу цынку і прыліце невялікі аб’ём салянай кіслаты з малярнай канцэнтрацыяй HCl, роўнай 0,1 моль/дм^3. Адзначце інтэнсіўнасць вылучэння вадароду. Затым прыліце ў прабірку столькі вады, каб аб’ём раствору павялічыўся ў 2 разы. Пры гэтым канцэнтрацыя кіслаты паменшыцца ў 2 разы. Параўнайце інтэнсіўнасць вылучэння газу з першапачатковай і зрабіце вывад аб уплыве канцэнтрацыі кіслаты на скорасць яе ўзаемадзеяння з цынкам.

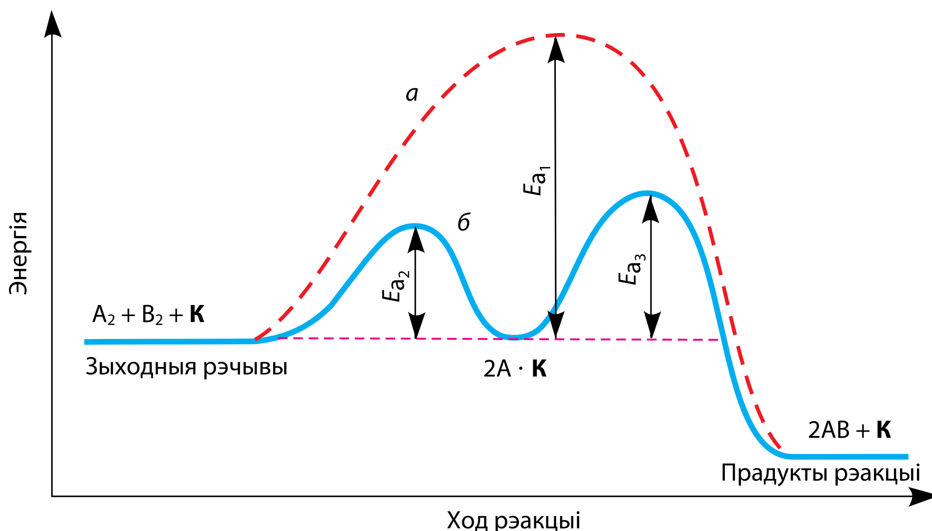
2. Нагрэйце змесціва прабіркі і звярніце ўвагу на павелічэнне інтэнсіўнасці вылучэння вадароду. Зрабіце вывад аб уплыве тэмпературы на скорасць рэакцыі.

Каталізатары

Адзін з найважнейшых спосабаў павелічэння скорасці рэакцый — правядзенне іх у прысутнасці каталізатараў. З курсаў хіміі 7-га і 8-га класаў вы ведаеце, што *каталізатары — гэта рэчывы, якія паскараюць хімічныя рэакцыі*. У прысутнасці каталізатараў скорасць рэакцый павялічваецца ў тысячы і нават у мільёны разоў. Каталізатары актыўна ўдзельнічаюць у хімічных рэакцыях, але, у адрозненне ад рэагентаў, застаюцца хімічна нязменнымі.

Каталізатары — рэчывы, якія павялічваюць скорасць хімічных рэакцый, але самі пры гэтым не расходуюцца і не ўваходзяць у састаў канчатковых рэчываў.

Павелічэнне скорасці рэакцый у прысутнасці каталізатараў называецца *каталізам*. Адрозніваюць *гамагенны і гетэрагенны* каталізы. Пры *гамагенным* каталізе каталізатар і рэагенты знаходзяцца ў адной фазе, а пры *гетэрагенным* — у розных фазах.



Мал. 41. Энергетычная схема гамагеннага каталізу рэакцыі $A_2 + B_2 = 2AB$

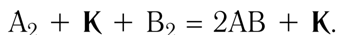
Чаму ж у прысутнасці каталізатараў скорасць рэакцый павялічваецца? Аказваецца, каталізатар «накіроўвае» рэакцыю «па больш лёгкім шляху», памяншаючы яе энергію актывацыі. Разгледзім гэта на прыкладзе рэакцыі $A_2 + B_2 = 2AB$. Без каталізатара (мал. 41, крывая *a*) гэта рэакцыя адбываецца павольна, паколькі яе энергія актывацыі E_{a_1} высокая. Пры ***гамагенным каталізе*** (мал. 41, крывая *б*) у прысутнасці каталізатара **K** ён рэагуе з адным з зыходных рэчываў, напрыклад A_2, утвараючы актыўнае прамежкавае злучэнне 2A · **K**:

$$A_2 + \mathbf{K} = 2A \cdot \mathbf{K} \text{ (энергія актывацыі } E_{a_2}\text{)}.$$

Яно хутка ўзаемадзейнічае з іншым рэагентам B_2, ператвараючыся ў сумесь прадукту рэакцыі — рэчыва AB — з каталізатарам **K**, які *вылучаецца ў зыходнай колькасці:*

$$2A \cdot \mathbf{K} + B_2 = 2AB + \mathbf{K} \text{ (энергія актывацыі } E_{a_3}\text{)}.$$

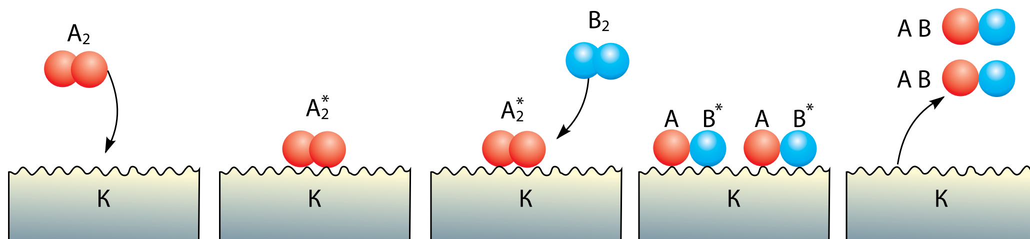
Паколькі энергія актывацыі гэтых прамежкавых працэсаў E_{a_2} і E_{a_3} меншая за E_{a_1}, то ў прысутнасці каталізатара рэакцыя ў цэлым адбываецца хутчэй па агульным ураўненні:



$$A_2 + \mathbf{K} + B_2 = 2AB + \mathbf{K}.$$

Каталізатар, які вылучыўся, паскарае ўзаемадзеянне новых порцый зыходных рэчываў.

У выпадку ***гетэрагеннага каталізу*** (мал. 42) каталізатар і рэагенты знаходзяцца ў розных агрэгатных станах, і паміж іх фазамі знаходзіцца мяжа падзелу, напрыклад паверхня цвёрдага каталізатара. Менавіта на ёй і ажыццяўляецца каталіз. Пры гэтым малекулы аднаго з рэагентаў, напрыклад A_2, адсарбіруюцца[1] на паверхні каталізатара **К**, у выніку чаго хімічныя сувязі ў гэтых малекулах становяцца слабейшымі і яны пераходзяць у актыўны стан (A_2^*). Хутка рэагуючы з малекуламі другога рэагенту B_2, яны ўтвараюць на паверхні каталізатара актыўныя малекулы прадукту рэакцыі AB^*. Яны адрываюцца ад паверхні каталізатара, ператвараючыся ў малекулы прадукту рэакцыі АВ. Пры гэтым, як і ў выніку гамагеннага каталізу, энергія актывацыі рэакцыі памяншаецца, што вядзе да павелічэння яе скорасці.



Мал. 42. Схема гетэрагеннага каталізу рэакцыі $A_2 + B_2 = 2AB$

У якасці каталізатараў найбольш часта выкарыстоўваюцца некаторыя простыя рэчывы (Pt, Pd, Ni, Fe), некаторыя аксіды (MnO_2, V_2O_5, Cr_2O_3, Al_2O_3, CuO), а таксама сумесі названых рэчываў. Каталізатары, якія паскараюць хімічныя рэакцыі ў арганізмах чалавека і жывёл, называюцца *ферментамі*.

Плошча паверхні судакранання рэагуючых рэчываў

На скорасць гетэрагенных рэакцый, якія адбываюцца з удзелам цвёрдых рэчываў, асаблівы ўплыў аказвае велічыня плошчы судакранання рэагентаў. Каб пераканацца ў гэтым, правядзём няцяжкі эксперымент. У дзве прабіркі нальём роўныя аб'ёмы салянай кіслаты з масавай доляй HCl, роўнай 5 %. У першую прабірку пакладзём невялікі кавалачак мелу $CaCO_3$, а ў другую — роўную па масе колькасць яго парашку. Відаць, што больш інтэнсіўна вылучэнне бурбалачак газу адбываецца ў прабірцы з парашком мелу, г. зн. у гэтым выпадку рэакцыя адбываецца хутчэй, чым з суцэльным кавалачкам мелу. З паўсядзённага вопыту вы ведаеце, што драўняныя стружкі або шчэпка згараюць намнога хутчэй, чым суцэльная драўніна той жа масы. Гэта тлумачыцца тым, што агульная плошча паверхні стружак намнога большая, чым у суцэль-

[1] Адсорбцыя — паглынанне часціц паверхняй.

най драўніны. Такім чынам, *чым большая плошча паверхні судакранання зыходных рэчываў, тым больш рэагуючых часціц сутыкаюцца адна з адной і тым вышэй скорасць іх узаемадзеяння*.

Зыходзячы з гэтага, для павелічэння скорасці гетэрагенных рэакцый з удзелам цвёрдых рэчываў іх спачатку здрабняюць да стану мелкіх кавалачкаў або парашку.

На скорасць хімічных рэакцый уплываюць: прырода рэагуючых рэчываў, велічыня энергіі актывацыі рэакцыі, тэмпература, канцэнтрацыі рэагентаў, каталізатары, плошча паверхні судакранання рэагуючых рэчываў.

Пытанні і заданні

1. Пералічыце фактары, якія ўплываюць на скорасць хімічных рэакцый.

2. Чаму пры пакаёвай тэмпературы аксід азоту NO рэагуе з кіслародам хутчэй, чым аксід вугляроду?

3. Што такое энергія актывацыі рэакцыі? Як залежыць скорасць хімічнай рэакцыі ад велічыні энергіі яе актывацыі?

4. Як і чаму змяняецца скорасць хімічных рэакцый пры павышэнні тэмпературы? Як трэба змяніць тэмпературу для памяншэння скорасці хімічнай рэакцыі? Чаму прадукты, якія хутка псуюцца, трэба захоўваць у халадзільніку?

5. Ёсць растворы, у якіх малярныя канцэнтрацыі HCl роўныя 2 моль/дм^3 і 1 моль/дм^3. У кожны з гэтых раствораў памясцілі аднолькавыя па велічыні кавалачкі мармуру $CaCO_3$. Які з іх растворыцца хутчэй? Чаму?

6. Якія рэчывы называюцца каталізатарамі? Якія два віды каталізу вы ведаеце? У чым сутнасць гамагеннага каталізу?

7. Чаму дробнадысперсны парашок жалеза пры пакаёвай тэмпературы можа самаўзгарацца на паветры, а жалезны цвік — не?

§ 28. Абарачальныя хімічныя рэакцыі

Вывучаючы хімічныя ўласцівасці розных рэчываў, дагэтуль вы знаёміліся з *неабарачальнымі* рэакцыямі. Яны называюцца так таму, што працякаюць толькі ў адным напрамку, у выніку чаго зыходныя рэчывы цалкам ператвараюцца ў прадукты рэакцый. Ва ўраўненнях неабарачальных хімічных рэакцый паміж формуламі зыходных і канчатковых рэчываў ставіцца знак «=».

Пасля пачатку неабарачальнай рэакцыі канцэнтрацыі зыходных рэчываў паступова змяншаюцца, у выніку чаго яе скорасць таксама памяншаецца. Праз

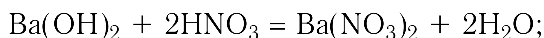
некаторы час рэагенты цалкам расходуюцца, ператварыўшыся ў прадукты рэакцыі, г. зн. рэакцыя адбываецца «да канца».

Да *неабарачальных* адносяцца:

а) рэакцыі, якія суправаджаюцца вылучэннем вялікай колькасці цеплаты, і, у прыватнасці, рэакцыі гарэння рэчываў у кіслародзе. Напрыклад:

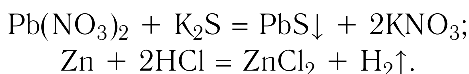
$$CH_4 + 2O_2 \overset{t}{=} CO_2 + 2H_2O + Q;$$

б) рэакцыі нейтралізацыі. Напрыклад:



$$Ba(OH)_2 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O;$$

в) рэакцыі, у выніку якіх утвараюцца маларастваральныя ў вадзе цвёрдыя (↓) або газападобныя (↑) рэчывы. Напрыклад:



$$Pb(NO_3)_2 + K_2S = PbS\downarrow + 2KNO_3;$$
$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

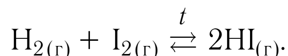
Другую вялікую групу хімічных ператварэнняў складаюць *абарачальныя* рэакцыі. У адрозненне ад неабарачальных, яны працякаюць адначасова ў двух процілеглых напрамках. Гэта значыць, што ў адзін і той жа час зыходныя рэчывы ператвараюцца ў канчатковыя рэчывы, а канчатковыя — у зыходныя. Аднак у выніку любой абарачальнай рэакцыі рэагенты ніколі цалкам не ператвараюцца ў прадукты рэакцыі. Таму аб абарачальных рэакцыях гавораць, што яны адбываюцца «не да канца».

Адрозніваюць прамую (→) і адваротную (←) рэакцыі, сукупнасць якіх у хімічных ураўненнях абазначаюць сімвалам ⇄ паміж формуламі зыходных і канчатковых рэчываў.

Абарачальнымі называюцца рэакцыі, якія адбываюцца адначасова ў двух процілеглых напрамках.

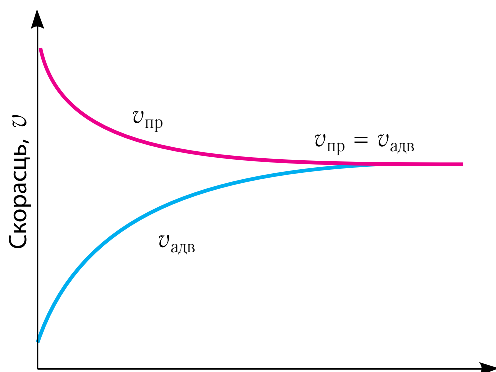
Хімічная раўнавага

У якасці прыкладу разгледзім абарачальную рэакцыю сінтэзу ёдавадароду з простых рэчываў:



$$H_{2(г)} + I_{2(г)} \overset{t}{\rightleftarrows} 2HI_{(г)}.$$

У першапачатковы момант у пасудзіне знаходзяцца толькі вадарод і ёд, паколькі прадукт рэакцыі HI яшчэ не паспеў утварыцца. З цягам часу хімічныя колькасці і канцэнтрацыі зыходных рэчываў — $c(H_2)$ і $c(I_2)$ — паступова змяншаюцца, з прычыны чаго *скорасць прамой рэакцыі так-*



Мал. 43. Змяненне скорасці прамой і адваротнай рэакцый з цягам часу

сама змяншаецца. Адначасова хімічная колькасць і канцэнтрацыя ёдавадароду c(HI) павялічваюцца, з прычыны чаго *скорасць адваротнай рэакцыі таксама паступова павялічваецца.* Праз некаторы час наступае асаблівы стан рэакцыйнай сумесі, пры якім скорасці прамой і адваротнай рэакцый становяцца аднолькавымі (мал. 43):

$$v_{пр} = v_{адв}.$$

Такі стан называецца *хімічнай раўнавагай.*

Хімічная раўнавага — стан рэакцыйнай сумесі, пры якім прамая і адваротная рэакцыі адбываюцца з аднолькавай скорасцю.

Паколькі ў стане раўнавагі скорасць утварэння HI роўна скорасці яго раскладання, то, напрыклад, за 1 с утвараецца столькі ж малекул HI, колькі іх за гэты час раскладаецца. Тое ж самае назіраецца і з малекуламі H_2 і I_2. Але не трэба думаць, што пры гэтым прамая і адваротная рэакцыі спыняюцца: яны ажыццяўляюцца як і раней, але толькі з аднолькавай скорасцю.

Малярныя канцэнтрацыі рэчываў, якія знаходзяцца ў стане раўнавагі, называюцца іх *раўнаважнымі канцэнтрацыямі.*

Зрушванне хімічнай раўнавагі. Прынцып Ле Шатэлье

Калі знешнія ўмовы (тэмпература і ціск), пры якіх устанавілася хімічная раўнавага, не змяняюцца, то раўнаважныя канцэнтрацыі ўсіх удзельнікаў рэакцыі застаюцца пастаяннымі і раўнавага не парушаецца. Калі знешнія ўмовы змяняюцца, то гэта прыводзіць да змянення раўнаважных канцэнтрацый рэчываў. У гэтым выпадку гавораць аб парушэнні або *зрушванні хімічнай раўнавагі.*

Сутнасць такога зрушвання ў наступным. У выніку змянення хаця б адной са знешніх умоў роўнасць скарасцей прамой і адваротнай рэакцый на некаторы час парушаецца. *Калі на працягу гэтага часу скорасць прамой рэакцыі перавы-*

шае скорасць адваротнай рэакцыі ($\rightleftarrows$), то раўнавага зрушваецца ў бок прамой рэакцыі, г. зн. управа. Пры гэтым раўнаважныя канцэнтрацыі зыходных рэчываў памяншаюцца, а раўнаважныя канцэнтрацыі прадуктаў рэакцыі павялічваюцца. *Калі ж на працягу названага часу з большай скорасцю працякае адваротная рэакцыя ($\rightleftarrows$), раўнавага зрушваецца ўлева.* Гэта прыводзіць да павелічэння раўнаважных канцэнтрацый зыходных рэчываў і памяншэння раўнаважных канцэнтрацый прадуктаў рэакцыі.

Як ужо было сказана, зрушванне раўнавагі працягваецца толькі некаторы час. Па яго заканчэнні скорасці прамой і адваротнай рэакцый, якія змяніліся, зноў становяцца аднолькавымі, і ўстанаўліваецца новая хімічная раўнавага з іншымі раўнаважнымі канцэнтрацыямі рэчываў. Яна застаецца нязменнай, пакуль не зменіцца хаця б адна са знешніх умоў.

Напрамак зрушвання хімічнай раўнавагі пры змяненні знешніх умоў вызначаецца заканамернасцю, якую ў 1884 годзе ўстанавіў французскі вучоны Ле Шатэлье́ і якая называецца *прынцыпам Ле Шатэльé*:

«Калі на сістэму, якая знаходзіцца ў стане раўнавагі, аказаць знешняе ўздзеянне (змяніць тэмпературу, ціск або канцэнтрацыю аднаго з рэчываў), то гэта раўнавага зрушваецца ў бок той рэакцыі (прамой або адваротнай), якая аслабляе аказанае ўздзеянне».

Прынцып Ле Шатэлье часта называюць *прынцыпам процідзеяння*. Гэта «процідзеянне» заключаецца ў зрушванні раўнавагі, г. зн. у павелічэнні скорасці той рэакцыі (прамой або адваротнай), у выніку якой аказанае на сістэму знешняе ўздзеянне слабее.

Хімічная раўнавага зрушваецца ў той ці іншы бок пры змяненні любога з наступных параметраў:

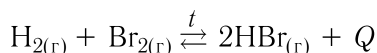
а) тэмпературы сістэмы, г. зн. пры яе награванні або ахалоджванні;

б) ціску ў сістэме, г. зн. пры яе сцісканні або расшырэнні;

в) канцэнтрацыі аднаго з удзельнікаў адваротнай рэакцыі, напрыклад пры дабаўленні яго ў раўнаважную сумесь.

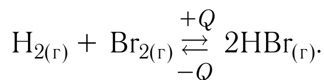
Уплыў тэмпературы

Сімвал $+Q$ або $-Q$, якія запісаны ў канцы тэрмахімічнага ўраўнення, характарызуе цеплавы эфект ***прамой*** рэакцыі. Ён роўны па велічыні цеплавому эфекту адваротнай рэакцыі, але супрацьлеглы яму па знаку. Напрыклад, з тэрмахімічнага ўраўнення, запісанага ў агульным выглядзе,



$$H_{2(г)} + Br_{2(г)} \overset{t}{\rightleftarrows} 2HBr_{(г)} + Q$$

вынікае, што *прамая* рэакцыя ідзе *з вылучэннем* цеплаты (г. зн. $+Q$), а *адваротная — з паглынаннем* такой жа колькасці цеплаты (г. зн. $-Q$):



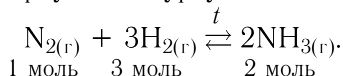
$$H_{2(г)} + Br_{2(г)} \underset{-Q}{\overset{+Q}{\rightleftarrows}} 2HBr_{(г)}.$$

Пры *награванні* **(+*t*)** гэтай раўнаважнай сістэмы яна супрацьдзейнічае, *«ахаладжваючы»* сябе. Гэта адбываецца за кошт зрушвання раўнавагі ў бок эндатэрмічнай рэакцыі, у ходзе якой атрыманая звонку цеплата паглынаецца **(−*Q*)**. Калі ж дадзеную раўнаважную сістэму падвяргаюць *ахаладжванню* **(−*t*)**, то яна зноў супрацьдзейнічае, але зараз ужо «награваючы» сябе. Гэта дасягаецца за кошт зрушвання раўнавагі ў бок экзатэрмічнай рэакцыі, якая адбываецца з вылучэннем цеплаты **(+*Q*)**. Такім чынам, *пры павелічэнні тэмпературы (+t) хімічная раўнавага зрушваецца ў бок эндатэрмічнай рэакцыі (−Q), а пры памяншэнні тэмпературы (−t) хімічная раўнавага зрушваецца ў бок экзатэрмічнай рэакцыі (+Q).*

Аб супрацьдзеянні сістэмы знешняму змяненню тэмпературы сведчаць процілеглыя знакі «+» і «−» перад сімваламі t і Q.

Уплыў ціску

Пры пастаяннай тэмпературы ціск газавай сумесі на сценкі пасудзіны прама прапарцыянальны агульнай хімічнай колькасці газаў, якія змяшчаюцца ў ёй. Калі агульная хімічная колькасць газаў у пасудзіне павялічваецца, то ціск газавай сумесі ўзрастае, і наадварот — пры памяншэнні агульнай колькасці газаў ціск у пасудзіне змяншаецца. Разгледзім гэта на прыкладзе адваротнай рэакцыі сінтэзу аміяку, якая адлюстроўваецца ўраўненнем:



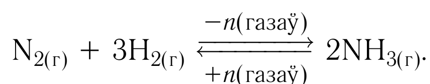
$$\underset{1\ моль}{N_{2(г)}} + \underset{3\ моль}{3H_{2(г)}} \overset{t}{\rightleftarrows} \underset{2\ моль}{2NH_{3(г)}}.$$

З гэтага ўраўнення вынікае, што:

а) у выніку прамой рэакцыі (→) агульная хімічная колькасць газаў *памяншаецца* **(−*n*)** ад 4 да 2 моль, з прычыны чаго ціск газавай сумесі на сценкі пасудзіны *памяншаецца*;

б) у выніку адваротнай рэакцыі (←) агульная хімічная колькасць газаў *павялічваецца* **(+*n*)** ад 2 да 4 моль, з прычыны чаго ціск газавай сумесі на сценкі пасудзіны *ўзрастае*.

Гэта можна адлюстраваць ва ўраўненні рэакцыі наступным чынам:



$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \underset{+n(газаў)}{\overset{-n(газаў)}{\rightleftarrows}} 2NH_{3(г)}.$$

Калі дадзеную раўнаважную сістэму падвяргаюць сцісканню, павялічваючы яе ціск (**+*p***), то яна «процідзейнічае» гэтаму, зрушваючы раўнавагу ў бок прамой рэакцыі, у ходзе якой ціск і агульная колькасць газаў змяншаецца (**−*n***).

Калі ж названую раўнаважную сістэму падвяргаюць расшырэнню, памяншаючы яе ціск (**−*p***), то яна зноў «процідзейнічае», зрушваючы раўнавагу ў бок адваротнай рэакцыі, у ходзе якой ціск і агульная колькасць газаў павялічваецца (**+*n***). Такім чынам, *пры павышэнні знешняга ціску (+p) хімічная раўнавага зрушваецца ў бок рэакцыі, якая суправаджаецца памяншэннем агульнай хімічнай колькасці газаў (−n). Пры паніжэнні знешняга ціску (−p) хімічная раўнавага зрушваецца ў бок рэакцыі, якая суправаджаецца павелічэннем агульнай хімічнай колькасці газаў (+n).*

Вядома дастаткова многа абарачальных рэакцый, у ходзе якіх агульная хімічная колькасць газаў не змяняецца. Напрыклад:

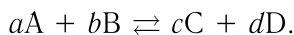
$$\underset{1\ \text{моль}}{H_{2(г)}} + \underset{1\ \text{моль}}{I_{2(г)}} \overset{t}{\rightleftarrows} \underset{2\ \text{моль}}{2HI_{(г)}}; \qquad \underset{1\ \text{моль}}{N_{2(г)}} + \underset{1\ \text{моль}}{O_{2(г)}} \overset{t}{\rightleftarrows} \underset{2\ \text{моль}}{2NO_{(г)}}.$$

Відавочна, што ў такіх выпадках змяненне знешняга ціску не ўплывае на становішча хімічнай раўнавагі, г. зн. яна нікуды не зрушваецца.

Аб процідзеянні сістэмы знешняму змяненню ціску сведчаць процілеглыя знакі «+» і «−» перад сімваламі *p* і *n*.

Уплыў канцэнтрацый рэчываў

Хімічную раўнавагу можна зрушыць, змяняючы канцэнтрацыі зыходных або канчатковых рэчываў, якія ўдзельнічаюць у абарачальнай рэакцыі. Разгледзім гэта падрабязней на прыкладзе рэакцыі, якая адлюстроўваецца ўраўненнем:



$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD.$$

Пры павелічэнні канцэнтрацыі аднаго ці абодвух зыходных рэчываў A і B скорасць прамой рэакцыі павялічваецца ($\rightleftarrows$), што прыводзіць да зрушвання раўнавагі *ўправа*. Калі канцэнтрацыі гэтых рэчываў паменшыць, то скорасць прамой рэакцыі таксама паменшыцца, і таму большай ужо будзе скорасць адваротнай рэакцыі ($\rightleftarrows$), г. зн. раўнавага зрушыцца *ўлева*.

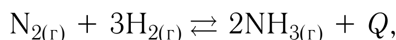
Пры павелічэнні канцэнтрацыі аднаго ці абодвух канчатковых рэчываў C і D скорасць адваротнай рэакцыі ўзрастае ($\rightleftarrows$), што прыводзіць да зрушвання раўнавагі *ўлева*. Калі канцэнтрацыі названых рэчываў паменшыць, то скорасць адваротнай рэакцыі таксама паменшыцца, і большай ужо будзе скорасць прамой рэакцыі ($\rightleftarrows$). Гэта, як вам вядома, прыводзіць да зрушвання раўнавагі *ўправа*.

• Пры павелічэнні канцэнтрацый зыходных рэчываў хімічная раўнавага заўсёды зрушваецца ўправа, а пры іх памяншэнні — улева.

• Пры павелічэнні канцэнтрацый канчатковых рэчываў хімічная раўнавага заўсёды зрушваецца ўлева, а пры іх памяншэнні — управа.

Прывядзём канкрэтны прыклад.

Прыклад 1. Вызначце, у які бок зрушыцца хімічная раўнавага, якая адлюстроўваецца ўраўненнем



$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)} + Q,$$

а) пры павелічэнні канцэнтрацыі азоту; б) пры памяншэнні канцэнтрацыі вадароду; в) пры памяншэнні канцэнтрацыі аміяку.

Рашэнне:

а) Паколькі азот — зыходнае рэчыва, то пры павелічэнні яго канцэнтрацыі дадзеная раўнавага зрушыцца ўправа.

б) Паколькі вадарод — зыходнае рэчыва, то пры памяншэнні яго канцэнтрацыі хімічная раўнавага зрушыцца ўлева.

в) Паколькі аміяк — канчатковае рэчыва, то пры памяншэнні яго канцэнтрацыі названая раўнавага зрушыцца ўправа.

Зрушванне хімічнай раўнавагі шырока выкарыстоўваецца ў хімічнай прамысловасці для павелічэння практычнага выхаду многіх каштоўных рэчываў. Напрыклад, для таго каб павялічыць выхад аміяку, г. зн. атрымаць яго як мага больш, хімічную раўнавагу, разгледжаную ў прыкладзе 1, зрушваюць *управа*. Для гэтага павялічваюць ціск (сціскаюць рэакцыйную сумесь), памяншаюць тэмпературу, павялічваюць канцэнтрацыі азоту і вадароду, памяншаюць канцэнтрацыю аміяку.

Трэба адзначыць, што каталізатары не ўплываюць на становішча хімічнай раўнавагі, паколькі яны аднолькава паскараюць як прамую, так і адваротную рэакцыі.

Хімічныя рэакцыі дзеляцца на абарачальныя і неабарачальныя.

Пры роўнасці скарасцей прамой і адваротнай рэакцый надыходзіць стан хімічнай раўнавагі.

Хімічная раўнавага зрушваецца пры змяненні ціску, тэмпературы, канцэнтрацый рэчываў.

Каталізатары не ўплываюць на становішча хімічнай раўнавагі.

Пытанні і заданні

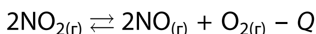
1. Якія рэакцыі называюцца абарачальнымі? Напішыце ўраўненні трох такіх рэакцый.

2. Які стан рэакцыйнай сумесі называецца хімічнай раўнавагай? Як называюцца канцэнтрацыі рэчываў, якія знаходзяцца ў стане хімічнай раўнавагі?

3. Што разумеюць пад зрушваннем хімічнай раўнавагі? Растлумачце сэнс выказвання: «Хімічная раўнавага зрушылася ўлева; управа».

4. Як на практыцы можна зрушыць хімічную раўнавагу? Сфармулюйце прынцып Ле Шатэлье.

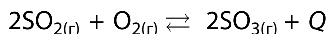
5. Як уплывае змяненне тэмпературы на становішча хімічнай раўнавагі? У які бок зрушыцца раўнавага ў сістэме



$$2NO_{2(г)} \rightleftarrows 2NO_{(г)} + O_{2(г)} - Q$$

пры ахалоджванні рэакцыйнай сумесі? Як трэба змяніць тэмпературу, каб павялічыць выхад аксіду азоту(II)?

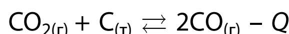
6. Як уплывае змяненне ціску на становішча хімічнай раўнавагі? У які бок зрушыцца раўнавага ў сістэме



$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)} + Q$$

пры павышэнні ціску ў рэакцыйнай сумесі? Як трэба змяніць знешні ціск для павелічэння выхаду аксіду серы(VI)?

7. У якім напрамку зрушыцца хімічная раўнавага



$$CO_{2(г)} + C_{(т)} \rightleftarrows 2CO_{(г)} - Q$$

а) пры павелічэнні тэмпературы; б) пры памяншэнні знешняга ціску; в) пры павелічэнні канцэнтрацыі чаднага газу; г) пры памяншэнні канцэнтрацыі вуглякіслага газу?

§ 29. Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі

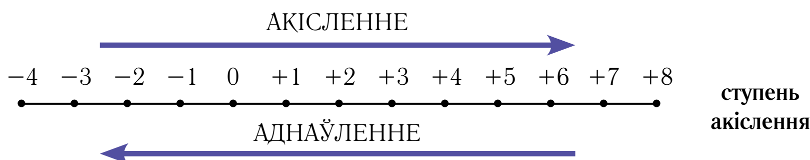
Сярод усіх вядомых хімічных рэакцый асабліва месца займаюць акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі (ААР). Менавіта яны ляжаць у аснове працэсаў фотасінтэзу, дыхання і абмену рэчываў у жывых арганізмах, выкарыстоўваюцца пры атрыманні многіх карысных рэчываў і матэрыялаў.

На працягу шмат стагоддзяў людзі шырока выкарыстоўвалі ў сваёй дзейнасці розныя акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі, не разумеючы іх сутнасці. Толькі ў другой палове XVIII стагоддзя французскі хімік А. Лавуазье даў навуковае тлумачэнне гэтым працэсам, стварыўшы *кіслародную тэорыю акіслення*. Згодна з дадзенай тэорыяй, *акісленне — працэс далучэння атамаў кіслароду да атамаў іншых элементаў*, а *аднаўленне — працэс адымання атамаў кіслароду*. З гэтымі азначэннямі вы пазнаёміліся ўпершыню ў курсе хіміі 7-га класа на прыкладзе рэакцый акіслення медзі кіслародам і аднаўлення медзі з яе аксіду вадародам:

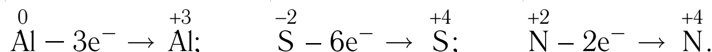
$$2Cu + O_2 \overset{t}{=} 2CuO; \qquad CuO + H_2 \overset{t}{=} Cu + H_2O.$$

На пачатку XX стагоддзя была створана сучасная *электронная тэорыя* акісляльна-аднаўленчых рэакцый. У яе аснове ляжыць уяўленне аб тым, што *любая* акісляльна-аднаўленчая рэакцыя *ажыццяўляецца за кошт пераходу электронаў ад атамаў або іонаў адных элементаў да атамаў або іонаў іншых элементаў, у выніку чаго адбываецца змяненне іх ступеней акіслення*. Такім чынам, да ***акісляльна-аднаўленчых адносяцца рэакцыі, якія суправаджаюцца змяненнем ступеней акіслення атамаў.***

Згодна з электроннай тэорыяй, у ходзе любой акісляльна-аднаўленчай рэакцыі адначасова адбываюцца два працэсы — *акісленне* і *аднаўленне*:



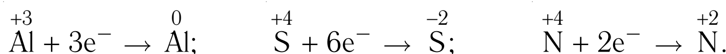
***Акісленне** — працэс аддачы электронаў (−e⁻), які прыводзіць да павелічэння ступеней акіслення атамаў,* напрыклад:



$$\overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Al}; \quad \overset{-2}{S} - 6e^- \rightarrow \overset{+4}{S}; \quad \overset{+2}{N} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{N}.$$

Атам або іон, які аддае электроны, называецца *адноўнікам*. Рэчыва, у састаў якога ўваходзяць такія атамы або іоны, таксама называецца *адноўнікам*. Тыповымі адноўнікамі з'яўляюцца простыя рэчывы металы, атамы якіх у ходзе акісляльна-аднаўленчых рэакцый заўсёды аддаюць электроны.

***Аднаўленне** — працэс далучэння электронаў (+e⁻), які прыводзіць да памяншэння ступеней акіслення атамаў, напрыклад*:



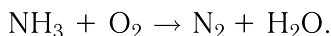
$$\overset{+3}{Al} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Al}; \quad \overset{+4}{S} + 6e^- \rightarrow \overset{-2}{S}; \quad \overset{+4}{N} + 2e^- \rightarrow \overset{+2}{N}.$$

Атам або іон, які далучае электроны, называецца *акісляльнікам*. Рэчыва, у састаў якога ўваходзяць такія атамы або іоны, таксама называецца *акісляльнікам*. Да акісляльнікаў належаць многія простыя рэчывы неметалы (напрыклад, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, O_2, O_3, S), атамы якіх далучаюць электроны. Такім чынам,

• адноўнік, аддаючы электроны, аднаўляе іншыя атамы або іоны, але сам пры гэтым акісляецца;

• акісляльнік, прымаючы электроны, акісляе іншыя атамы або іоны, але сам пры гэтым аднаўляецца.

У ходзе акісляльна-аднаўленчых рэакцый агульны лік электронаў, які аддаў адноўнік, заўсёды роўны агульнаму ліку электронаў, які прыняў акісляльнік:



$$N(e^-)_{ад} = N(e^-)_{прын}.$$

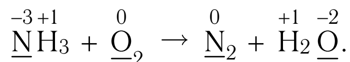
Гэта роўнасць, што называецца *электронным балансам*, ляжыць у аснове метаду расстаноўкі каэфіцыентаў ва ўраўненнях ААР, які называецца *метадам электроннага балансу*. Разгледзім яго на наступных прыкладах.

Прыклад 1. Складзіце ўраўненне акісляльна-аднаўленчай рэакцыі, якая ажыццяўляецца па схеме:

$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O.$$

Выкананне:

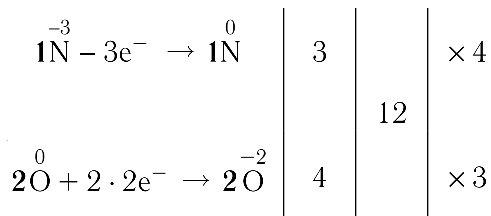
1. Расставім ступені акіслення атамаў у формулах усіх рэчываў і падкрэслім сімвалы элементаў, у якіх змяніліся ступені акіслення:



$$\underline{\overset{-3}{N}}\overset{+1}{H_3} + \underline{\underline{\overset{0}{O_2}}} \rightarrow \underline{\overset{0}{N_2}} + \overset{+1}{H_2}\underline{\underline{\overset{-2}{O}}}.$$

2. Вызначым атамы-адноўнікі і атамы-акісляльнікі ў дадзенай рэакцыі. Паколькі ступень акіслення атамаў азоту павышаецца (ад **−3** да **0**), яны акісляюцца, аддаючы электроны, і з'яўляюцца адноўнікамі. У той жа час ступень акіслення атамаў кіслароду зніжаецца (ад **0** да **−2**), значыць, яны аднаўляюцца, далучаючы электроны, і з'яўляюцца акісляльнікамі.

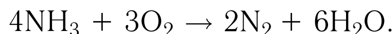
3. Складзём схему электроннага балансу. Для гэтага запішам адно пад другім ураўненні працэсаў акіслення атамаў азоту і аднаўлення атамаў кіслароду. ***Запомніце***, *што ў гэтых ураўненнях лік атамаў кожнага элемента такі ж, як у адной малекуле адпаведнага* **зыходнага** *рэчыва*. Улічваючы, што ў малекуле NH_3 **адзін** атам азоту, а ў малекуле O_2 **два** атамы кіслароду, схема электроннага балансу мае выгляд:



$1\overset{-3}{N} - 3e^- \rightarrow 1\overset{0}{N}$	3	12	×4
$2\overset{0}{O} + 2 \cdot 2e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$	4		×3

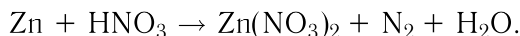
З гэтых ураўненняў відаць, што адзін атам азоту аддае 3 электроны, а два атамы кіслароду далучаюць 4 электроны. Гэтыя лікі (3 і 4) запісваюцца насупраць адпаведных ураўненняў за першай вертыкальнай рысай. Далей знаходзіцца *найменшае агульнае кратнае*[1] названых лікаў — лік 12, якое запісваецца пасярэдзіне за другой вертыкальнай рысай. Пасля гэтага найменшае кратнае па чарзе дзеліцца на лік электронаў, адданых адным атамам азоту, г. зн. на 3 (12 : 3 = 4), і на лік электронаў, прынятых двума атамамі кіслароду, г. зн. на 4 (12 : 4 = 3). Атрыманыя лікі — 4 і 3 — запісваюцца насупраць адпаведных ураўненняў за трэцяй вертыкальнай рысай. *Яны ўяўляюць сабой множнікі, якія адлюстроўваюць, у колькі разоў трэба памножыць лік атамаў у запісаных ураўненнях акіслення і аднаўлення для дасягнення электроннага балансу.* Выходзіць, што лік 1, запісаны перад сімваламі N, трэба памножыць на 4 (1 · 4 = **4 атамы N**), а лік 2, запісаны перад сімваламі O, трэба памножыць на 3 (2 · 3 = **6 атамаў O**). Такім чынам, атрымліваецца электронны баланс: лік электронаў (12), адданых *чатырма атамамі азоту*, роўны ліку электронаў (12), прынятых *шасцю атамамі кіслароду*.

4. Улічваючы, што ў абедзвюх частках ураўнення павінна быць ***па чатыры атамы азоту*** і ***па шэсць атамаў кіслароду***, расставім адпаведныя каэфіцыенты перад формуламі рэчываў у зыходнай схеме рэакцыі і атрымаем шукаемае ўраўненне:



$$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O.$$

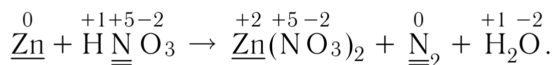
Прыклад 2. Складзіце ўраўненне акісляльна-аднаўленчай рэакцыі, якая ажыццяўляецца па схеме:



$$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2 + H_2O.$$

Выкананне:

1. Расставім ступені акіслення атамаў у формулах усіх рэчываў і падкрэслім сімвалы элементаў, у якіх змяніліся ступені акіслення:



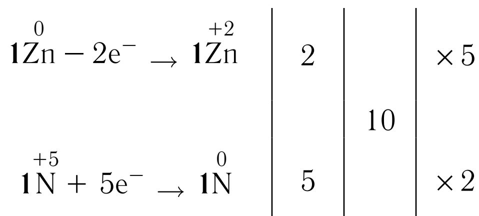
$$\underline{\overset{0}{Zn}} + \overset{+1}{H}\underline{\underline{\overset{+5}{N}}}\overset{-2}{O}_3 \rightarrow \underline{\overset{+2}{Zn}}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3)_2 + \underline{\underline{\overset{0}{N}}}_2 + \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O}.$$

2. Вызначым атамы-адноўнікі і атамы-акісляльнікі ў дадзенай рэакцыі. Паколькі ступень акіслення атамаў цынку павялічваецца, яны акісляюцца, аддаючы электроны, і з'яўляюцца адноўнікамі. У той жа час ступень акіслення атамаў азоту паніжаецца, значыць, яны аднаўляюцца, далучаючы электроны, і з'яўля-

[1] Гэта найменшы натуральны лік, які без астатку дзеліцца на кожны з названых лікаў.

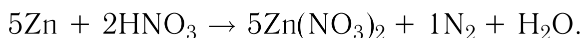
юцца акісляльнікамі. ***Звярніце ўвагу:*** *у дадзенай ААР азотная кіслата ўдзельнічае ў двух працэсах — адна яе частка аднаўляецца да простага рэчыва азоту, а другая частка расходуецца на ўтварэнне солі без змянення ступені акіслення атамаў азоту.*

3. Складзём схему электроннага балансу. Для гэтага запішам адно пад другім ураўненні працэсаў акіслення атамаў цынку і аднаўлення атамаў азоту:



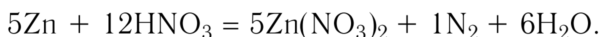
З гэтых ураўненняў відаць, што адзін атам цынку аддае 2 электроны, а адзін атам азоту прымае 5 электронаў. Гэтыя лікі (2 і 5) запісваюць насупраць адпаведных ураўненняў за першай вертыкальнай рысай. Найменшае агульнае кратнае названых лікаў — лік 10, які запісаны за другой вертыкальнай рысай, па чарзе дзеліцца на лік электронаў, адданых адным атамам цынку, г. зн. на 2 (10 : 2 = 5), і на лік электронаў, які прыняў адзін атам азоту, г. зн. на 5 (10 : 5 = 2). Атрыманыя лікі — 5 і 2 — запісваюць насупраць адпапаведных ураўненняў за трэцяй вертыкальнай рысай. Яны паказваюць, што лік 1, запісаны перад сімваламі Zn, трэба памножыць на 5 (1 · 5 = **5 атамаў Zn**), а лік 1, запісаны перад сімваламі N, трэба памножыць на 2 (1 · 2 = **2 атамы N**). Такім чынам, атрымліваецца электронны баланс: лік электронаў (10), адданых *пяццю атамамі цынку*, роўны ліку электронаў (10), прынятых двума *атамамі азоту*.

4. Расставім адпаведныя каэфіцыенты перад формуламі рэчываў:



$$5Zn + 2HNO_3 \rightarrow 5Zn(NO_3)_2 + 1N_2 + H_2O.$$

З гэтай схемы відаць, што ў адпаведнасці з электронным балансам на ўтварэнне адной малекулы азоту N_2 расходуюцца дзве малекулы HNO_3. Аднак на ўтварэнне пяці формульных адзінак солі нітрату цынку расходуюцца яшчэ 10 малекул азотнай кіслаты, у якіх ступень акіслення атамаў азоту не змяняецца. Таму агульны лік малекул HNO_3, якія прыпадаюць на 5 атамаў цынку ў дадзенай ААР, роўны 12 (2 + 10):



$$5Zn + 12HNO_3 = 5Zn(NO_3)_2 + 1N_2 + 6H_2O.$$

Акісляльна-аднаўленчыя ўласцівасці рэчываў можна вызначыць па велічынях ступеней акіслення атамаў, якія ўваходзяць у іх састаў.

• Калі атамы элемента ў рэчыве знаходзяцца ў вышэйшай ступені акіслення, то за іх кошт дадзенае рэчыва праяўляе толькі акісляльныя ўласцівасці.

• Калі атамы элемента ў рэчыве знаходзяцца ў ніжэйшай ступені акіслення[1], то за іх кошт дадзенае рэчыва праяўляе толькі аднаўленчыя ўласцівасці.

• Калі атамы элемента ў рэчыве знаходзяцца ў прамежкавай ступені акіслення, то за іх кошт дадзенае рэчыва можа праяўляць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці.

Разгледзім гэта на прыкладзе злучэнняў азоту. Паколькі гэты хімічны элемент размяшчаецца ў групе VA, максімальная і мінімальная ступені акіслення яго атамаў роўныя адпаведна **+5** і **−3**. Таму, напрыклад, рэчыва $H\overset{+5}{N}O_3$, якое змяшчае атамы азоту ў максімальнай ступені акіслення, за іх кошт праяўляе толькі акісляльныя ўласцівасці; рэчыва $\overset{-3}{N}H_3$, якое змяшчае атамы азоту ў мінімальнай ступені акіслення, за іх кошт праяўляе толькі аднаўленчыя ўласцівасці. Адпаведна, рэчыва $Na\overset{+3}{N}O_2$, якое змяшчае атамы азоту ў прамежкавай ступені акіслення **+3**, за іх кошт можа быць як адноўнікам, так і акісляльнікам.

Акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі пастаянна адбываюцца ва ўсіх жывых арганізмах і ляжаць у аснове працэсаў жыццядзейнасці. Яны пастаянна ажыццяўляюцца і ў навакольным асяроддзі — у атмасферы, у прыродных водах, у зямных нетрах. Са многімі акісляльна-аднаўленчымі рэакцыямі мы сустракаемся ў паўсядзённым жыцці. Гэта, напрыклад, гарэнне прыроднага газу на кухне, скісанне малака, утварэнне іржы, пацямненне сярэбраных вырабаў і многае іншае.

Акісляльна-аднаўленчымі называюцца рэакцыі, у ходзе якіх адбываецца змяненне ступеней акіслення атамаў.

Адноўнікі, аддаючы электроны, акісляюцца, а акісляльнікі, прымаючы электроны, аднаўляюцца.

Агульны лік электронаў, аддадзеных атамамі рэчыва-адноўніка, заўсёды роўны агульнаму ліку электронаў, далучаных атамамі рэчыва-акісляльніка.

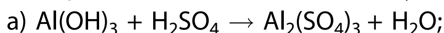
[1] Ніжэйшая ступень акіслення атамаў усіх металаў роўна 0, а для атамаў неметалаў яна роўна рознасці паміж нумарам групы і лікам 8.

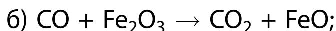
Пытанні і заданні

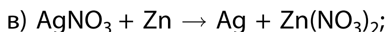
1. Вызначце ступені акіслення атамаў хімічных элементаў у наступных злучэннях: $KMnO_4$, HNO_3, Al_2S_3, $K_2Cr_2O_7$, H_2O_2, $Fe_2(SO_4)_3$, NH_4NO_3.

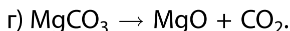
2. Якія рэакцыі называюцца акісляльна-аднаўленчымі? Прывядзіце прыклады вядомых вам рэакцый дадзенага тыпу. Якія з іх вы назіраеце ў паўсядзённым жыцці?

3. Выберыце схемы акісляльна-аднаўленчых рэакцый:


а) $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$;


б) $CO + Fe_2O_3 \rightarrow CO_2 + FeO$;

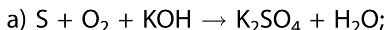

в) $AgNO_3 + Zn \rightarrow Ag + Zn(NO_3)_2$;

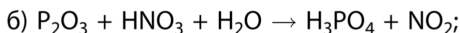

г) $MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2$.

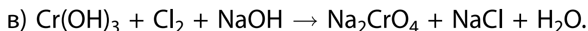
4. Дапоўніце схемы наступных ператварэнняў, вызначце ў кожнай з іх лік адданых або далучаных электронаў: $\overset{+4}{S} \rightarrow \overset{0}{S}$; $\overset{+2}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{Fe}$; $\overset{-3}{P} \rightarrow \overset{+3}{P}$; $\overset{+2}{Mn} \rightarrow \overset{+7}{Mn}$; $\overset{0}{N} \rightarrow \overset{-3}{N}$; $\overset{+4}{C} \rightarrow \overset{+2}{C}$; $\overset{+1}{H} \rightarrow \overset{-1}{H}$; $\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+7}{Cl}$. Якія з іх адлюстроўваюць працэсы акіслення; аднаўлення?

5. Якія з названых рэчываў — S, SO_3, K_2S, SO_2, $CaSO_4$, H_2S, $ZnSO_3$ — за кошт атамаў серы праяўляюць толькі акісляльныя ўласцівасці; толькі аднаўленчыя ўласцівасці, як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці? Адказ растлумачце.

6. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу, назавіце акісляльнік і адноўнік для кожнай з ААР:


а) $S + O_2 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$;


б) $P_2O_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO_2$;


в) $Cr(OH)_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$.

7. Назавіце суму ўсіх каэфіцыентаў ва ўраўненні акісляльна-аднаўленчай рэакцыі, якая працякае па схеме:

$Mg + H_2SO_{4(\text{канц})} \rightarrow MgSO_4 + H_2S\uparrow + H_2O$.

Практычная работа 1

Хімічныя рэакцыі

Правядзіце магчымыя хімічныя рэакцыі паміж рэчывамі, якія выдадзены вам настаўнікам. У якасці рэагентаў вы можаце таксама выкарыстаць ваду, кісларод паветра, вуглякіслы газ, які мы выдыхаем, а таксама рэчывы, якія ўтвараюцца ў выніку праведзеных рэакцый.

Падбярыце такія пары рэчываў, рэакцыі паміж якімі будуць розных тыпаў: злучэння, раскладання, замяшчэння, абмену; акісляльна-аднаўленчыя, тыя, якія працякаюць без змянення ступеней акіслення атамаў; эндатэрмічныя, экзатэрмічныя; гамагенныя, гетэрагенныя.

Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый, тры з іх (або па выбары настаўніка) ахарактарызуйце па ўсіх магчымых прыкметах класіфікацыі. Для акісляльна-аднаўленчых рэакцый састаўце ўраўненні электроннага балансу.

Вынікі выкананых вопытаў запішыце ў табліцу, якую запоўніце па ўзоры:

Рэчывы	Прыкметы хімічнай рэакцыі	Ураўненне хімічнай рэакцыі (электронны баланс)	Тып хімічнай рэакцыі
Zn і HCl	Растварэнне металу, вылучэнне газу (H_2)	$2\overset{+1}{H}Cl + \overset{0}{Zn} = \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}$ $\overset{+1}{H} + 1e^- = \overset{0}{H}$ | 1 | 2 | $\times 2$ $\overset{0}{Zn} - 2e^- = \overset{+2}{Zn}$ | 2 | | $\times 1$	а) замяшчэння; б) акісляльна-аднаўленчая; в) гетэрагенная; г) некаталітычная; д) неабарачальная

Зрабіце вывад аб спосабах класіфікацыі хімічных рэакцый.

Раздзел VI

ХІМІЯ РАСТВОРАЎ

§ 30. Растварэнне як фізіка-хімічны працэс

Растворы

Вы ўжо знаёмы з *растворамі — аднароднымі сістэмамі пераменнага саставу*. Любы раствор змяшчае не менш за два кампаненты, адзін з якіх *растваральнік*, а другі — *растворанае рэчыва*. Растворы могуць быць вадкія (водныя і няводныя), газападобныя (газавыя сумесі) і цвёрдыя. У газападобных растворах (сумесях газаў) назіраецца неарганічная ўзаемная растваральнасць газаў. Прыкладам такіх раствораў з'яўляецца паветра — сумесь азоту, кіслароду, высакародных і вуглякіслага газаў. З цвёрдых раствораў найбольш важныя сплавы металаў. У прыродзе часцей за ўсё сустракаюцца вадкія водныя растворы: прыродная вада, солевыя растворы ў клетках жывых арганізмаў.

У водных растворах растваральнікам з'яўляецца вада, у якой раствараюцца розныя рэчывы — цвёрдыя, вадкія, газападобныя. Як вам ужо вядома, галоўнай прычынай праяўлення вадой уласцівасцей растваральніку з'яўляецца будова яе малекул — дыполей.

Растварэнне рэчываў

Раствор — гэта не проста сумесь часціц растваральніку і растворанага рэчыва. Працэс растварэння з'яўляецца складаным фізіка-хімічным працэсам, пры якім адбываецца ўзаемадзеянне часціц рэчыва, што раствараецца, і растваральніку. У выніку кантакту паміж часціцамі растваральніку і рэчыва, што раствараецца, апошнія адрываюцца ад яго паверхні і, дзякуючы дыфузіі, размяркоўваюцца ў аб'ёме растваральніку. Гэта фізічны бок працэсу. Адначасова адбываецца ўзаемадзеянне малекул растваральніку

з часціцамі рэчыва, што раствараецца, — гэта *хімічная састаўляючая* працэсу растварэння. Такое ўзаемадзеянне бывае настолькі моцным, што прыводзіць да ўтварэння ўстойлівых злучэнняў.

Цеплавыя з'явы пры растварэнні

Растварэнне рэчываў суправаджаецца цеплавымі эфектамі. У працэсе растварэння разбураюцца хімічныя сувязі паміж часціцамі рэчыва (атамамі, малекуламі, іонамі), што патрабуе затрат энергіі. Адначасова адбываецца ўтварэнне сувязей паміж часціцамі раствoранага рэчыва і растваральніку, якое суправаджаецца вылучэннем энергіі. Пры растварэнні газаў і вадкасцей цеплата звычайна вылучаецца, а пры растварэнні цвёрдых рэчываў яна можа і вылучацца, і паглынацца. *Цеплавы эфект растварэння рэчываў* вызначаецца розніцай паміж колькасцю цеплаты, патрачанай на разрыў хімічных сувязей паміж часціцамі рэчыва, што раствараецца (эндатэрмічны працэс), і колькасцю цеплаты, што вылучылася пры ўзаемадзеянні часціц раствoранага рэчыва і растваральніку (экзатэрмічны працэс):

$$Q_{\text{(растварэння)}} = -Q_{\text{(разрыў хімічных сувязей)}} + Q_{\text{(утварэнне хімічных сувязей)}}.$$

Напрыклад, пры растварэнні ў вадзе сернай кіслаты назіраецца моцнае разаграванне раствору. Прычына гэтага ў тым, што колькасць цеплаты, якая вылучаецца пры хімічным узаемадзеянні часціц кіслаты з вадой, большая за колькасць цеплаты, якая была затрачана на разрыў сувязей у малекулах кіслаты.

Гідраты і крышталегідраты

Хімічнае ўзаемадзеянне раствoранага рэчыва з вадой прыводзіць да ўтварэння злучэнняў, якія называюцца *гідратамі*. Іх састаў выражаюць з дапамогай формул раствoранага рэчыва і вады, якія злучаны знакам «·», напрыклад: $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$.

Гідратную тэорыю раствораў прапанаваў рускі вучоны Д. І. Мендзялееў. Ён пісаў: «Растворы ёсць хімічныя злучэнні, якія вызначаюцца сіламі, што дзейнічаюць паміж растваральнікам і раствораным рэчывам». Гэты працэс узаемадзеяння рэчыва, што раствараецца, з вадой называецца *гідратацыяй*. Пры павышэнні колькасці раствoранага рэчыва з раствору выпадаюць крышталі, якія змяшчаюць у сваім саставе ваду і таму называюцца *крышталегідратамі*.

Крышталі, у састаў якіх уваходзяць малекулы вады, называюцца крышталегідратамі, а вада, якая змяшчаецца ў іх, — крышталезацыйнай.

Так, з 1 моль солі ў крышталегідраце меднага купарвасу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ звязана 5 моль вады, а ў крышталегідраце жалезнага купарвасу — $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ — 7 моль вады (табл. 10).

Табліца 10. **Формулы і назвы некаторых крышталегідратаў**

Назва крышталегідрату	Хімічная формула
Крышталічная сода	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
Медны купарвас	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
Жалезны купарвас	$FeSO_4 \cdot 7H_2O$
Глаўберава соль	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
Гіпс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$

Прыродны *гіпс* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ з'яўляецца вельмі распаўсюджаным крышталегідратам, які шырока выкарыстоўваецца. Пры яго награванні да 180 °С утвараецца *алебастр* $CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$:

$$CaSO_4 \cdot 2H_2O \rightarrow CaSO_4 \cdot 0,5H_2O + 1,5H_2O.$$

Калі ў насычаны раствор рэчыва змясціць яго маленькі крышталік, то па меры выпарэння растваральніку на паверхні крышталіка будзе асаджацца растворанае рэчыва і ўтварацца вялікі аднародны крышталь (мал. 44).

Мал. 44. Крышталь меднага купарвасу

Растваральнасць рэчываў у вадзе

Здольнасць рэчываў раставарацца ў вадзе або ў іншым растваральніку называецца *растваральнасцю*. Па растваральнасці ўсе рэчывы ў залежнасці ад іх прыроды дзеляцца на тры групы — нерастваральныя, малараставаральныя і растваральныя. У табліцы растваральнасці гэта адлюстроўваецца з дапамогай адпаведных літар — «Н», «М» и «Р». Нерастваральнымі з'яўляюцца, напрыклад, $BaSO_4$, $Cu(OH)_2$, S, Fe_2O_3.

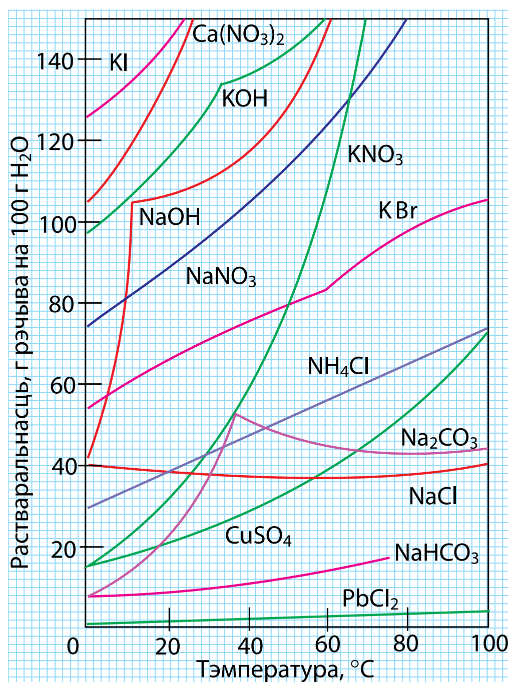
Да маларастваральных рэчываў адносяцца хларыд свінцу(II), сульфід кальцыю, фтарыд барыю, бензол, кісларод і інш.

Растваральныя ў вадзе рэчывы могуць быць цвёрдыя (сахар, сульфат медзі(II), гідраксід натрыю), вадкія (спірт, воцатная кіслата, серная кіслата) і газападобныя (хлоравадарод, аміяк).

Другі фактар, які ўплывае на растваральнасць рэчываў, — гэта *тэмпература*. Як правіла, растваральнасць цвёрдых рэчываў з павелічэннем тэмпературы прыкметна ўзрастае. Растваральнасць газаў суправаджаецца вылучэннем цеплаты, таму паніжэнне тэмпературы павялічвае іх растваральнасць. Яна павялічваецца таксама пры павышэнні ціску. Гэтыя факты ўлічваюцца пры вырабе газіраваных напіткаў — вуглякіслы газ раствараюць у вадзе пры паніжанай тэмпературы і павышаным ціску.

Растваральнасць рэчываў пры розных тэмпературах колькасна характарызуецца велічынёй *каэфіцыента растваральнасці*.

Каэфіцыент растваральнасці (s) — гэта максімальная маса рэчыва, якую пры дадзенай тэмпературы можна растварыць у вадзе масай 100 г.



Мал. 45. Залежнасць растваральнасці цвёрдых рэчываў ад тэмпературы

Залежнасць растваральнасці рэчываў ад тэмпературы паказваецца графічна з дапамогай *крывых растваральнасці* (мал. 45).

Па крывых растваральнасці робяць розныя разлікі. Напрыклад, можна вызначыць масу рэчыва, якое выпадае ў асадак з насычанага раствору пры яго ахалоджванні. Калі прыгатаваць насычаны пры 60 °С раствор нітрату натрыю ў вадзе масай 100 г, а потым астудзіць яго да 20 °С, то па крывой растваральнасці відаць, што з раствору выпадзе соль масай 34 г (122 − 88 = 34 г).

Працэс вылучэння цвёрдага рэчыва з насычанага раствору пры паніжэнні тэмпературы называецца *крышталізацыяй*. Крышталізацыя адыгрывае велізарную ролю ў прыродзе — яна прыводзіць да ўтварэння некаторых мінералаў, удзельнічае ў працэсах, якія працякаюць у горных пародах.

Крышталізацыя ляжыць у аснове метаду ачысткі цвёрдых рэчываў, які называецца *перакрышталізацыяй*.

Растварэнне — фізіка-хімічны працэс, які ўключае ў сябе як разбурэнне структуры рэчыва, што раствараецца, так і ўзаемадзеянне яго часціц з малекуламі растваральніку.

Пры растварэнні рэчываў у вадзе можа адбывацца вылучэнне або паглынанне цеплаты.

Растваральнасць рэчываў у вадзе залежыць ад іх прыроды, тэмпературы, ціску.

Крышталегідраты — крышталічныя рэчывы, якія змяшчаюць малекулы вады.

Пытанні і заданні

1. Прывядзіце па два прыклады: а) растваральных; б) маларастваральных; в) практычна нерастваральных рэчываў. Запішыце іх формулы.

2. Дадзены рэчывы: хлоравадарод, сульфат медзі(II), серная кіслата, кісларод, азот. Запішыце формулы рэчываў, растваральнасць якіх узрастае пры паніжэнні тэмпературы і павышэнні ціску.

3. Па графіку растваральнасці знайдзіце растваральнасць солі нітрату калію пры 20 °C, 50 °C, 70 °C.

4. Масавая доля хларыду медзі(II) у насычаным пры 20 °C растворы роўна 42,2 %. Вызначце велічыню каэфіцыенту растваральнасці хларыду медзі(II) пры дадзенай тэмпературы.

5. Растваральнасць нітрату свінцу(II) пры 20 °C складае 52,2 г на 100 г вады. Якую масу гэтай солі можна растварыць пры названай тэмпературы ў вадзе масай 350 г?

6. Растваральнасць меднага купарвасу пры 30 °C роўна 48,8 г на 100 г вады. Якая маса сульфату медзі(II) змяшчаецца ў яго насычаным растворы масай 150 г?

7. * Растваральнасць аміяку пры 0 °C роўна 1300 аб'ёмаў на 1 аб'ём вады, а пры 30 °C — 595 аб'ёмаў на 1 аб'ём вады. Насычаны пры 0 °C раствор масай 250 г нагрэлі да 30 °C. Як змянілася яго маса? Адказ пацвердзіце разлікам.

§ 31. Спосабы выражэння саставу раствораў

У прамысловасці, медыцыне, быту часта неабходны растворы з пэўнай і дакладнай колькасцю рэчыва. Таму асноўнай характарыстыкай любога раствору з'яўляецца яго колькасны састаў. Колькасны састаў раствораў выражаюць рознымі спосабамі.

Масавая доля растворанага рэчыва *(ω-«дубль-вэ») — велічыня, роўная адносіне масы гэтага рэчыва да масы раствора.* З гэтым спосабам выражэння саставу раствораў вы пазнаёміліся ў 8-м класе. Успомнім, што калі ў растворы масай 200 г маса растворанага рэчыва роўна 40 г, то яго масавая доля роўна:

$$\omega(\text{р-ва}) = \frac{m(\text{р-ва})}{m(\text{р-ру})} = \frac{40\text{ г}}{200\text{ г}} = 0{,}2, \text{ або } 20\ \%.$$

Масавая доля — велічыня безразмерная, выражаецца або ў долях адзінкі, або ў працэнтах.

Прыклад 1. Да раствору масай 400 г з масавай доляй хларыду кальцыю, роўнай 12 %, дабавілі раствор масай 120 г, у якім масавая доля той жа солі складала 0,05. Разлічыце масавую долю хларыду кальцыю ў атрыманым новым растворы.

Дадзена:
$m_1(\text{р-ру}) = 400$ г
$\omega_1(CaCl_2) = 12\ \%\ (0{,}12)$
$m_2(\text{р-ру}) = 120$ г
$\omega_2(CaCl_2) = 0{,}05$

$\omega_3(CaCl_2) = ?$

Рашэнне:

1. Вызначым масу хларыду кальцыю ў першым растворы:

$$m_1(CaCl_2) = m_1(\text{р-ру}) \cdot \omega_1(CaCl_2) = 400\text{ г} \cdot 0{,}12 = 48\text{ г}.$$

2. Знойдзем масу хларыду кальцыю ў другім растворы:

$$m_2(CaCl_2) = m_2(\text{р-ру}) \cdot \omega_2(CaCl_2) = 120\text{ г} \cdot 0{,}05 = 6\text{ г}.$$

3. Вызначым агульную масу хларыду кальцыю ў новым растворы:

$$m_3(CaCl_2) = m_1(CaCl_2) + m_2(CaCl_2) = 48\text{ г} + 6\text{ г} = 54\text{ г}.$$

4. Разлічым агульную масу новага раствору:

$$m_3(\text{р-ру}) = m_1(\text{р-ру}) + m_2(\text{р-ру}) = 400\text{ г} + 120\text{ г} = 520\text{ г}.$$

5. Вызначым масавую долю хларыду кальцыю ў новым растворы:

$$\omega_3(CaCl_2) = m_3(CaCl_2) : m_3(\text{р-ру}) = 54\text{ г} : 520\text{ г} = 0{,}104, \text{ або } 10{,}4\ \%.$$

Адказ: $\omega_3(CaCl_2) = 0{,}104$, або 10,4 %.

Прыклад 2. Крышталегідрат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ масай 128,8 г растварылі ў вадзе масай 691,2 г. Разлічыце масавую долю (%) сульфату натрыю ў атрыманым растворы.

Дадзена:	*Рашэнне:*
$m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 128{,}8$ г $m(H_2O) = 691{,}2$ г	**1.** Вызначым малярную масу крышталегідрату:
$w(Na_2SO_4) = ?$	$M_r(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 142 + 10 \cdot 18 = 322;$ $M(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 322$ г/моль.

2. Разлічым масу сульфату натрыю ў названай порцыі яго крышталегідрату, склаўшы прапорцыю:

у порцыі $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ масай **322** г змяшчаецца Na_2SO_4 масай **142** г;
у порцыі $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ масай **128,8** г змяшчаецца Na_2SO_4 масай $\boldsymbol{x}$ г,
адкуль $x = (142 \cdot 128{,}8) : 322 = 56{,}8$ г.

3. Вылічым масу прыгатаванага раствору:

$$m(\text{р-ру}) = m(H_2O) + m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 691{,}2\text{ г} + 128{,}8\text{ г} = 820\text{ г}.$$

4. Знойдзем масавую долю сульфату натрыю ў растворы:

$$w(Na_2SO_4) = m(Na_2SO_4) : m(\text{р-ру}) = 56{,}8\text{ г} : 820\text{ г} = 0{,}07,\text{ або } 7\ \%.$$

Адказ: $w(Na_2SO_4) = 7$ %.

У хіміі шырока карыстаюцца такім спосабам выражэння саставу раствораў, як *малярная канцэнтрацыя рэчыва ў растворы.*

Малярная канцэнтрацыя рэчыва — c(X) — велічыня, роўная адносіне яго хімічнай колькасці да аб'ёму раствору:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{р-ру})}.$$

Малярная канцэнтрацыя выражаецца ў моль/дм^3.

Прыклад 3. У растворы аб’ёмам 2 дм^3 змяшчаецца гідраксід натрыю масай 0,8 г. Разлічыце малярную канцэнтрацыю гэтага рэчыва ў растворы.

Дадзена:	*Рашэнне:*
V(р-ру) = 2 дм^3 $m(NaOH)$ = 0,8 г	**1.** Разлічым хімічную колькасць гідраксіду натрыю:
$c(NaOH)$ = ?	а) $M_r(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40$; $M(NaOH)$ = 40 г/моль;

$$б)\ n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = \frac{0{,}8\ г}{40\ г/моль} = 0{,}02\ моль.$$

2. Знойдзем малярную канцэнтрацыю гідраксіду натрыю ў растворы:

$$c(NaOH) = \frac{n(NaOH)}{V(р\text{-}ру)} = \frac{0{,}02\ моль}{2\ дм^3} = 0{,}01\ моль/дм^3.$$

Адказ: $c(NaOH)$ = 0,01 моль/дм^3.

Ведаючы малярную канцэнтрацыю, можна лёгка знайсці хімічную колькасць растворанага рэчыва, якое змяшчаецца ў пэўным аб’ёме раствору:

$$n(X) = c(X) \cdot V(р\text{-}ру).$$

Важнай колькаснай характарыстыкай любога раствору з’яўляецца *шчыльнасць* ρ — велічыня, роўная адносіне масы дадзенага раствору да яго аб’ёму:

$$\rho(р\text{-}ру) = \frac{m(р\text{-}ру)}{V(р\text{-}ру)}\ (кг/дм^3\ або\ г/см^3).$$

Выкарыстоўваючы гэтую характарыстыку, лёгка перайсці ад аднаго спосабу выражэння саставу раствору да другога.

Прыклад 4. Масавая доля сернай кіслаты ў растворы роўна 20 %, а яго шчыльнасць складае 1,15 г/см^3. Вылічыце малярную канцэнтрацыю сернай кіслаты ў гэтым растворы.

Дадзена:	*Рашэнне:*
$w(H_2SO_4)$ = 20 % ρ(р-ру) = 1,15 г/см^3	**1.** Паколькі малярная канцэнтрацыя паказвае хімічную колькасць рэчыва ў растворы аб’ёмам 1 дм^3,
$c(H_2SO_4)$ = ?	дапусцім, што аб’ём раствору сернай кіслаты роўны 1 дм^3 або 1000 см^3.

2. Знойдзем масу гэтага раствору:

$$m(\text{р-ру}) = V(\text{р-ру}) \cdot \rho(\text{р-ру}) = 1000\ \text{см}^3 \cdot 1{,}15\ \text{г/см}^3 = 1150\ \text{г}.$$

3. Вылічым масу кіслаты ў растворы:

$$m(H_2SO_4) = m(\text{р-ру}) \cdot w(H_2SO_4) = 1150\ \text{г} \cdot 0{,}2 = 230\ \text{г}.$$

4. Знойдзем хімічную колькасць сернай кіслаты ў растворы:

$$n(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{230\ \text{г}}{98\ \text{г / моль}} = 2{,}35\ \text{моль}.$$

5. Разлічым малярную канцэнтрацыю H_2SO_4:

$$c(H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{V(\text{р-ру})} = \frac{2{,}35\ \text{моль}}{1\ \text{дм}^3} = 2{,}35\ \text{моль / дм}^3.$$

Адказ: $c(H_2SO_4) = 2{,}35$ моль/дм^3.

Колькасны састаў раствораў можна выражаць з дапамогай фізічных велічынь — масавай долі або малярнай канцэнтрацыі растворанага рэчыва.

Пытанні і заданні

1. Чым адрозніваецца малярная канцэнтрацыя ад масавай долі рэчыва ў растворы?

2. У растворы аб'ёмам 3 дм^3 змяшчаецца гідраксід натрыю: а) хімічнай колькасцю 0,6 моль; б) масай 120 г. Разлічыце адпаведныя значэнні малярнай канцэнтрацыі NaOH.

3. У вадзе масай 65 г растварылі хларыд кальцыю масай 15 г. Разлічыце масавую долю (%) і малярную канцэнтрацыю рэчыва ў растворы, калі яго шчыльнасць роўна 1,2 г/см^3.

4. Разлічыце аб'ём (дм^3) раствору з малярнай канцэнтрацыяй $CaCl_2$, роўнай 0,1 моль/дм^3, які можна прыгатаваць з раствору гэтай жа солі аб'ёмам 500 см^3 з масавай доляй $CaCl_2$, роўнай 10 % (ρ = 1,1 г/см^3).

5. Масавая доля сернай кіслаты ў растворы роўна 0,617, а яе малярная канцэнтрацыя складае 9,0 моль/дм^3. Чаму роўны аб'ём (см^3) гэтага раствору масай 200 г?

6. У раствор аб'ёмам 55,56 см^3 з масавай доляй сернай кіслаты, роўнай 0,91 (ρ = 1,8 г/см^3), дадалі аксід серы(VI). У растворы, які ўтварыўся, масавая доля кіслаты павялічылася ў параўнанні з зыходнай на 5,25 %. Вылічыце масу дадзенага аксіду серы(VI).

7. * Раствор масай 500 г з масавай доляй сульфату жалеза(II), роўнай 40 %, астудзілі, у выніку чаго з гэтага раствору вылучыўся асадак $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ масай 100 г. Чаму роўна масавая доля сульфату жалеза(II) у растворы над асадкам?

§ 32. Электралітычная дысацыяцыя рэчываў у растворах

Вам ужо вядома, што растворы і расплавы некаторых рэчываў праводзяць электрычны ток. Такія рэчывы называюць *электралітамі*. Да электралітаў адносяцца солі, шчолачы, кіслоты — злучэнні з іонным і кавалентным палярным тыпамі хімічнай сувязі.

Прычына электраправоднасці раствораў заключаецца ў тым, што пры растварэнні пад уплывам палярных малекул вады электраліты распадаюцца, г. зн. *дысацыіруюць* на дадатна і адмоўна зараджаныя часціцы — *іоны*. Гэтыя іоны з'яўляюцца пераносчыкамі электрычных зарадаў у растворах.

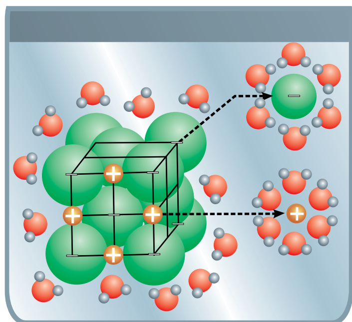
Тэорыя, якая тлумачыць электраправоднасць раствораў, першапачаткова была прапанавана шведскім вучоным С. Арэніусам у 1887 годзе. Рускія вучоныя І. А. Каблукоў і В. А. Кісцякоўскі дапоўнілі гэтую тэорыю палажэннем аб узаемадзеянні іонаў з малекуламі вады і ўтварэннем няўстойлівых гідратаў, чым звязалі яе са сцверджаннем Д. І. Мендзялеева аб узаемадзеянні раствoранага рэчыва і растваральніку.

Сутнасць тэорыі электралітычнай дысацыяцыі можна выразіць наступным палажэннем.

Электраліты ў растворах і расплавах распадаюцца (дысацыіруюць) на процілегла зараджаныя часціцы — іоны.

Дысацыяцыя электралітаў з іонным і кавалентным тыпамі хімічнай сувязі адбываецца па-рознаму.

Дысацыяцыя злучэнняў з іонным тыпам сувязі



Мал. 46. Разбурэнне іоннага крышталя пад дзеяннем малекул вады

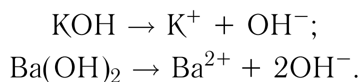
У аснове будовы іонных злучэнняў знаходзіцца іонная крышталічная рашотка. Разбурэнне крышталёў адбываецца пад уздзеяннем палярных малекул вады (мал. 46).

Асаблівасцю дысацыяцыі іонных злучэнняў з'яўляецца тое, што ў гэтых рэчывах ёсць ужо гатовыя іоны і дыполям вады застаецца толькі разбурыць іонны крышталь.

Да электралітаў з іонным тыпам сувязі адносяцца асновы і солі.

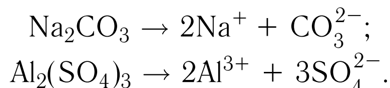
Асновы дысацыіруюць у водных растворах на гідраксід-іоны і іоны металу. Напрыклад, рас-

тваральныя ў вадзе асновы, якія, як вы ведаеце, называюцца шчолачамі, дысацыіруюць наступным чынам:



$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-;$$
$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-.$$

У выніку разбурэння вадой іонных крышталёў солей яны дысацыіруюць у водных растворах на іоны металаў і кіслотных астаткаў:



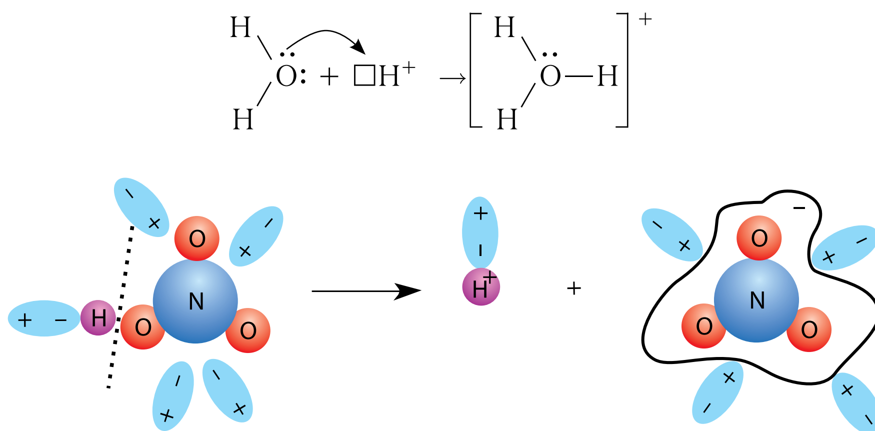
$$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-};$$
$$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

Дысацыяцыя злучэнняў з кавалентным палярным тыпам сувязі

Кіслоты адносяцца да рэчываў, у малекулах якіх атамы звязаны кавалентнымі палярнымі сувязямі. Гаворачы аб электралітах з такім тыпам сувязі, мы будзем мець на ўвазе толькі растваральныя арганічныя і неарганічныя кіслоты.

Кіслоты маюць малекулярную будову, і гатовых іонаў у іх палярных малекулах няма. Асаблівасцю дысацыяцыі кіслот з'яўляецца тое, што дыполі вады прыцягваюцца да рознаіменна зараджаных канцоў палярнай малекулы кіслаты, а потым разрываюць яе з утварэннем іонаў (мал. 47).

Іоны вадароду, якія ўтвараюцца пры дысацыяцыі кіслот, злучаюцца з малекуламі вады. У выніку атрымліваюцца больш складаныя іоны $H^+ \cdot H_2O$ або H_3O^+ — катыёны *гідраксонію*. Пры гэтым новая кавалентная сувязь узнікае па донарна-акцэптарным механізме:



Мал. 47. Схема дысацыяцыі малекул азотнай кіслаты

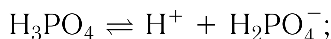
Малекула вады — донар электроннай пары, а іон вадароду — яе акцэптар.

Аднак у далейшым, для спрашчэння ва ўраўненнях іонных рэакцый, мы будзем запісваць гідратаваны іон вадароду ў выглядзе H^+.

Кіслоты дысацыіруюць у водных растворах на іоны вадароду і кіслотных астаткаў:

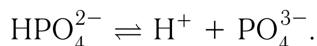
$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-.$$

Па ліку атамаў вадароду кіслоты дзеляцца на адна-, двух- і трохасноўныя. Многаасноўныя кіслоты дысацыіруюць ступеньчата, напрыклад:



$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-;$$

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-};$$

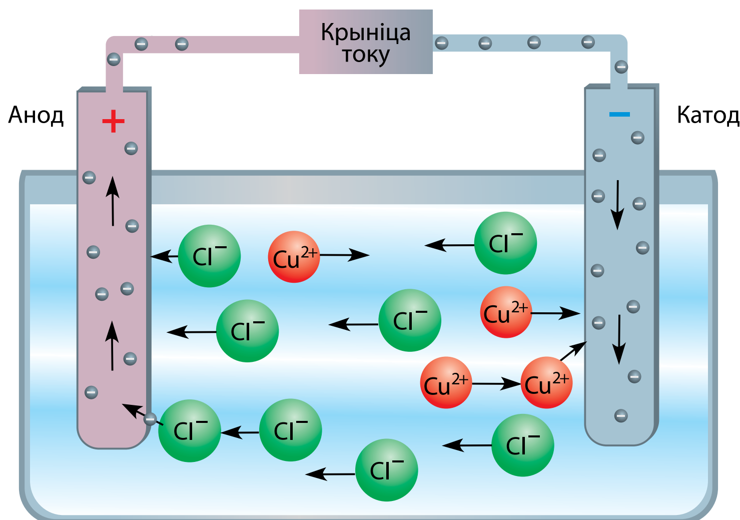


$$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}.$$

Пры гэтым, як правіла, на кожнай наступнай ступені дысацыяцыя аслабляецца.

Адрозненне ўласцівасцей іонаў ад уласцівасцей атамаў і малекул

Атамы і малекулы ў цэлым электранейтральныя. Іоны, як вядома, утвараюцца ў выніку аддачы або далучэння электронаў атамамі, што і з'яўляецца прычынай узнікнення зарадаў у іонаў. Так жа як іоны вадароду, усе іоны ў водных раст-



Мал. 48. Рух іонаў у растворы пад дзеяннем электрычнага поля

ворах *гідратуюцца*, г. зн. узаемадзейнічаюць з малекуламі вады. Гідратацыя часткова робіць цяжкім адваротнае злучэнне іонаў (*асацыяцыю*).

Уласцівасці зараджаных іонаў адрозніваюцца ад уласцівасцей адпаведных электранейтральных атамаў. Іоны натрыю Na^+ не раскладаюць ваду, а нейтральныя атамы натрыю Na^0 узаемадзейнічаюць з ёй з вылучэннем вадароду.

Іоны хлору Cl^- не маюць ні колеру, ні паху, не з'яўляюцца таксічнымі, г. зн. не праяўляюць уласцівасцей газападобнага хлору. У электрычным полі іоны перамяшчаюцца да рознаіменна зараджанных электродаў. Дадатна зараджаныя іоны накіроўваюцца да катода — іх называюць *катыёнамі*. Адмоўна зараджаныя іоны называюць *аніёнамі*, паколькі яны перамяшчаюцца да анода (мал. 48). У растворы любога электраліту агульны дадатны зарад усіх катыёнаў роўны агульнаму адмоўнаму зараду ўсіх аніёнаў.

Уласцівасці іонаў адрозніваюцца ад уласцівасцей атамаў і малекул, паколькі яны маюць розную электронную будову.

Моцныя і слабыя электраліты

Электраліты дысацыіруюць на іоны ў рознай ступені. Паўната распаду залежыць ад прыроды электраліту і растваральніку, тэмпературы, канцэнтрацыі электраліту.

Колькасна дысацыяцыя характарызуецца *ступенню дысацыяцыі* α.

Ступень дысацыяцыі α — гэта велічыня, роўная адносіне ліку малекул або формульных адзінак электраліту, якія распаліся на іоны, да агульнага ліку яго раствораных малекул або формульных адзінак:

$$\alpha = \frac{N_{расп}}{N_{агул}}.$$

Паколькі лік часціц і іх колькасць звязаны паміж сабой суадносінай

$$N = n \cdot N_A, \text{ то}$$

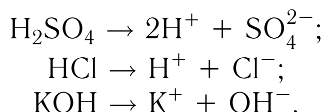
$$\alpha = \frac{N_{расп}}{N_{агул}} = \frac{n_{расп}}{n_{агул}},$$

дзе n — хімічная колькасць адпаведных малекул або формульных адзінак.

Такім чынам, ступень дысацыяцыі — гэта велічыня, роўная адносіне хімічнай колькасці структурных адзінак дадзенага рэчыва, якія распаліся на іоны, да агульнай хімічнай колькасці раствораных структурных адзінак. Яна паказвае, якая частка (доля) электраліту распадаецца на іоны.

Ступень дысацыяцыі выражаецца ў долях адзінкі або працэнтах. Напрыклад, калі ступень дысацыяцыі воцатнай кіслаты ў растворы з малярнай канцэнтрацыяй 0,1 моль/дм^3 роўна 0,015 (1,5 %), то гэта азначае, што з 1000 малекул толькі 15 распаліся на іоны. Ступень дысацыяцыі звычайна вызначаюць эксперыментальным шляхам.

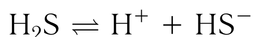
Да **моцных** электралітаў ($\alpha \approx 1$) адносяцца злучэнні з іонным і кавалентным палярным тыпамі сувязі. Іонныя злучэнні дысацыіруюць на катыёны металаў і аніёны кіслотных астаткаў (солі) або гідраксід-іоны (шчолачы). Моцнымі электралітамі з кавалентным тыпам сувязі з'яўляюцца кіслоты: серная, саляная, азотная, якія таму так і называюць — *моцныя кіслоты*. У растворах моцных электралітаў практычна адсутнічае працэс адваротнага аб'яднання іонаў, таму дысацыяцыю такіх электралітаў запісваюць у выглядзе ўраўнення распаду са стрэлкай у адным напрамку:



$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-};$$
$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-;$$
$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-.$$

Да **слабых** электралітаў адносяцца злучэнні з кавалентнай менш палярнай сувяззю. Пры растварэнні ў вадзе яны толькі часткова дысацыіруюць на іоны. Ступень дысацыяцыі слабых электралітаў вельмі малая ($\alpha << 1$). Да іх адносіцца большасць арганічных кіслот, напрыклад воцатная кіслата CH_3COOH, многія неарганічныя кіслоты, такія як серавадародная кіслата H_2S, сярністая кіслата H_2SO_3, плавікавая кіслата HF.

Двухасноўныя слабыя кіслоты дысацыіруюць практычна толькі па першай ступені:



$$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-.$$

У растворах слабых электралітаў бесперапынна адбываецца працэс дысацыяцыі малекул на іоны і адваротны працэс аб'яднання іонаў у малекулы. Паміж гэтымі двума працэсамі ўстанаўліваецца дынамічная раўнавага. Дысацыяцыю такіх электралітаў запісваюць у выглядзе ўраўнення распаду са стрэлкамі ў двух напрамках.

Такім чынам, можна сказаць, што дысацыяцыя слабых электралітаў — *працэс абарачальны*. Ступень дысацыяцыі такіх электралітаў узрастае з памяншэннем іх канцэнтрацый, паколькі пры гэтым памяншаецца верагоднасць сутыкненняў іонаў у растворы. Слабым электралітам з'яўляецца вада:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-.$$

Пры 25 °C ступень яе дысацыяцыі роўна прыкладна $1 \cdot 10^{-9}$. Гэта азначае, што з кожнага мільярда малекул вады толькі адна малекула распадаецца на іоны.

Электраліты — гэта рэчывы, водныя растворы або расплавы якіх праводзяць электрычны ток.

Электраправоднасць раствораў і расплаваў электралітаў тлумачыцца электралітычнай дысацыяцыяй рэчываў на іоны.

Іоны адрозніваюцца ад атамаў і малекул будовай і ўласцівасцямі.

Электраліты дзеляцца на моцныя і слабыя.

Колькасная характарыстыкай электралітычнай дысацыяцыі з'яўляецца ступень дысацыяцыі.

Пытанні і заданні

1. Якім чынам можна ўзмацніць дысацыяцыю (зрушыць раўнавагу ўправа) воцатнай кіслаты?

2. Чаму роўна ступень дысацыяцыі некаторага электраліту, калі з рэчыва хімічнай колькасцю 2 моль распалася на іоны прыкладана 1,4 моль?

3. Састаўце ўраўненні дысацыяцыі наступных рэчываў: $K_2Cr_2O_7$, $HMnO_4$, $Ba(OH)_2$, $LiOH$, $MnSO_4$, $AlCl_3$, HNO_2. Размяркуйце іх па класам: кіслоты, асновы, солі.

4. Састаўце ўраўненні дысацыяцыі злучэнняў $NaCl$, KNO_3, HI, $Ca(OH)_2$, H_2S, $Sr(OH)_2$. Размяркуйце іх на дзве групы: а) іонныя злучэнні; б) кавалентныя злучэнні.

5. Як змяніцца ступень дысацыяцыі (узрасце або паменшыцца) слабай плавікавай кіслаты (HF) пры дабаўленні ў яе раствор: а) салянай кіслаты; б) раствору фтарыду натрыю; в) вады?

6. Чаму роўна хімічная колькасць катыёнаў калію, якія ўтвараюцца ў выніку электралітычнай дысацыяцыі карбанату калію хімічнай колькасцю 2,7 моль, калі ступень дысацыяцыі солі роўна 0,9?

7. Састаўце формулы рэчываў: хларыду магнію, сульфату жалеза(III), нітрату натрыю і размяркуйце іх: а) па ўзрастанні агульнага ліку іонаў; б) змяншэнні ліку аніёнаў, якія ўтвараюцца ў выніку іх дысацыяцыі.

8. У растворы аб'ёмам 3 $дм^3$ маса сульфату алюмінію роўна 615,6 г. Вылічыце малярную канцэнтрацыю іонаў алюмінію Al^{3+} у дадзеным растворы.

§ 33. Рэакцыі іоннага абмену ў водных растворах

Паколькі электраліты ў растворах распадаюцца на іоны, то згодна з тэорыяй электралітычнай дысацыяцыі рэакцыі ў водных растворах электралітаў гэта рэакцыі з удзелам іонаў. Зыходзячы з таго што растворы моцных электралітаў практычна не змяшчаюць недысацыіраваных малекул, а толькі аніёны і катыёны,

Мал. 49. Утварэнне асадку гідраксіду жалеза(III) пры змешванні раствораў хларыду жалеза(III) і гідраксіду натрыю

лагічна дапусціць, што яны і ўзаемадзейнічаюць паміж сабой. Хімічныя рэакцыі паміж іонамі ў растворах электралітаў называюцца *іоннымі рэакцыямі*. З удзелам іонаў могуць адбывацца як рэакцыі абмену, так і акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі.

Рэакцыі абмену ў растворах называюць *рэакцыямі іоннага абмену*.

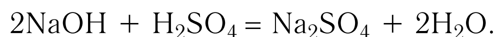
Рэакцыі іоннага абмену ў растворах электралітаў адбываюцца толькі ў тым выпадку, калі ўтвараюцца асадкі — *цяжкарастваральныя* рэчывы (мал. 49), *газападобныя* або *маладысацыіраваныя* рэчывы. Да апошніх звычайна адносяць ваду H_2O і іншыя слабыя электраліты, напрыклад H_2S, H_2CO_3, H_2SO_3, HNO_2 і інш.

Ураўненні такіх працэсаў састаўляюць або ў звычайным (малекулярным) выглядзе, або ў *поўным іонным ці скарочаным іонным выглядзе*.

Састаўленне ўраўненняў іонных рэакцый

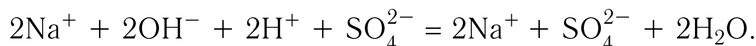
Састаўленне ўраўненняў у іонным выглядзе патрабуе прытрымлівання пэўнага парадку дзеянняў. Для гэтага:

1. Саставім ураўненне рэакцыі ў малекулярным выглядзе, расставім каэфіцыенты:



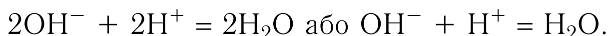
$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

2. Перапішам гэта ўраўненне ў іонным выглядзе, запісваючы моцныя электраліты ў выглядзе іонаў, а атрыманае маладысацыіраванае рэчыва — ваду — у малекулярным выглядзе:



$$2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O.$$

3. Выключым з абедзвюх частак ураўнення іоны, што не ўдзельнічаюць у рэакцыі, і запішам скарочанае іоннае ўраўненне, якое і адлюстроўвае сутнасць хімічнай рэакцыі:



$$2OH^- + 2H^+ = 2H_2O \text{ або } OH^- + H^+ = H_2O.$$

4. *Робім вывад аб тым, што сутнасць дадзенай рэакцыі заключаецца ў звязванні катыёнаў вадароду з гідраксід-іонамі, якое прыводзіць да ўтварэння маладысацыіраванага рэчыва — вады.*

Калі ў выніку рэакцыі атрымліваецца асадак, абазначым гэта стрэлкай, накіраванай уніз (↓), а калі газ — стрэлкай, накіраванай уверх (↑).

Прыклад 1. Састаўце малекулярнае і іонныя ўраўненні хімічнай рэакцыі, якая адбываецца ў растворы паміж хларыдам жалеза(III) і гідраксідам натрыю.

Саставім малекулярнае ўраўненне рэакцыі:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl.$$

Саставім іоннае ўраўненне рэакцыі:

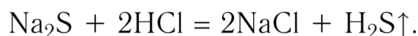
$$Fe^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-.$$

Запішам скарочанае іоннае ўраўненне рэакцыі:

$$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow.$$

У выніку звязвання іонаў Fe^{3+} і трох гідраксід-іонаў OH^- утварыўся *асадак* нерастваральнай асновы гідраксіду жалеза(III) (гл. мал. 49).

Прыклад 2. Састаўце малекулярнае і іонныя ўраўненні рэакцыі паміж сульфідам натрыю і салянай кіслатой.



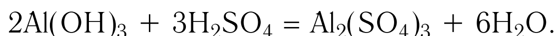
$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow.$$

$$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S\uparrow.$$

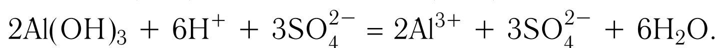
$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow.$$

Утварэнне *газападобнага* прадукту рэакцыі серавадароду — гэта вынік узаемадзеяння катыёнаў вадароду і сульфід-аніёнаў.

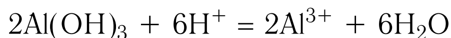
Прыклад 3. Састаўце малекулярнае і іонныя ўраўненні хімічнай рэакцыі паміж гідраксідам алюмінію і сернай кіслатой.



$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$$



$$2Al(OH)_3 + 6H^+ + 3SO_4^{2-} = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-} + 6H_2O.$$

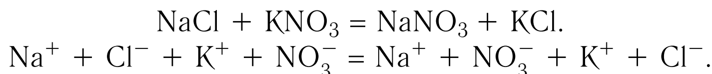


$$2Al(OH)_3 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 6H_2O$$

$$\text{або } Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O.$$

Растварэнне асадку гідраксіду алюмінію з'яўляецца прыкметай хімічнай рэакцыі, якая адбываецца ў выніку дзеяння іонаў вадароду сернай кіслаты на $Al(OH)_3$ з утварэннем маладысацыіраванага рэчыва — вады і растваральнай солі.

Прыклад 4. Устанавіце, ці ўзаемадзейнічаюць паміж сабой растворы хларыду натрыю і нітрату калію.



$$NaCl + KNO_3 = NaNO_3 + KCl.$$
$$Na^+ + Cl^- + K^+ + NO_3^- = Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-.$$

Скарочанае іоннае ўраўненне ў дадзеным выпадку саставіць немагчыма, паколькі не адбываецца звязванне іонаў, і, значыць, рэакцыя не праходзіць.

Іоннымі ўраўненнямі можна выражаць любыя хімічныя рэакцыі, якія адбываюцца ў растворах электралітаў. Веданне ўмоў праходжання рэакцый вельмі важнае для характарыстыкі ўласцівасцей рэчываў, атрымання газаў, нераставаральных рэчываў, нейтралізацыі кіслот і асноў, прагназавання магчымасці праходжання хімічных рэакцый.

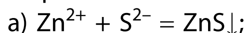
Пры ўзаемадзеянні двух розных электралітаў хімічная рэакцыя магчымая толькі ў выніку звязвання іонаў з утварэннем газу, асадку або слабага электраліту.

Пытанні і заданні

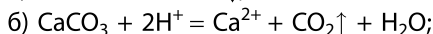
1. Падбярыце, карыстаючыся табліцай растваральнасці, аніёны, якія могуць звязаць у нерастваральныя злучэнні катыён Ca^{2+}.

2. Якія з пар іонаў будуць звязвацца паміж сабой з утварэннем маладысацыіраваных рэчываў: сульфат-іон і катыён барыю, катыён калію і гідраксід-іон, катыён серабра і іон хлору, катыён вадароду і карбанат-іон, катыён натрыю і нітрат-іон? Састаўце ўраўненні адпаведных рэакцый у малекулярным і іонным выглядах.

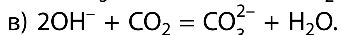
3. Састаўце малекулярныя і поўныя іонныя ўраўненні хімічных рэакцый, якія выражаны скарочанымі іоннымі ўраўненнямі:



а) $Zn^{2+} + S^{2-} = ZnS\downarrow$;



б) $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$;



в) $2OH^- + CO_2 = CO_3^{2-} + H_2O$.

4. Састаўце ў малекулярнай форме тры ўраўненні рэакцый іоннага абмену, якія адпавядаюць скарочанаму іоннаму ўраўненню: $H^+ + OH^- = H_2O$.

5. Ці дастаткова раствору масай 250 г з масавай доляй хларыду барыю, роўнай 20 %, для поўнага звязвання сульфат-аніёнаў з раствору масай 200 г, у якім масавая доля сульфату натрыю складае 0,1?

6. Якая афарбоўка лакмусу ў растворы, атрыманым пры змешванні раствораў, якія змяшчаюць гідраксід кальцыю хімічнай колькасцю 0,6 моль і фосфарную кіслату хімічнай колькасцю 0,1 моль?

7. Вызначце хімічныя колькасці зыходных рэчываў $Al_2(SO_4)_3$ і NaOH, пры ўзаемадзеянні якіх утвараецца гідраксід алюмінію хімічнай колькасцю 0,8 моль.

§ 34. Кіслоты, асновы, солі з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі

З улікам таго што ў растворах электралітаў пераважаюць іоны, на якія дысацыіруюць электраліты, лагічна, што ўласцівасці раствораў — гэта ўласцівасці дадзеных іонаў. Некаторыя іоны ў растворах вельмі лёгка выявіць. Напрыклад, катыёны серабра Ag^+ добра звязваюцца з аніёнамі хлору Cl^- з утварэннем белага тварожыстага асадку хларыду серабра $AgCl$.

Узаемадзейнічаюць паміж сабой з утварэннем асадкаў такія пары іонаў, як Ba^{2+} і SO_4^{2-}, Cu^{2+} і OH^-. Іоны CO_3^{2-} і H^+, S^{2-} і H^+, H^+ і OH^- узаемадзейнічаюць з утварэннем газападобных і маладысацыіраваных рэчываў.

Аднак іоны ў растворах можна выявіць не толькі па іх звязванню іншымі іонамі. Катыёны вадароду і гідраксід-іоны выяўляюць з дапамогай *індыкатараў*. Як вы ўжо добра ведаеце, у прысутнасці кіслот, якія ўтвараюць пры дысацыяцыі катыёны вадароду, афарбоўка лакмусу і метыларанжу змяняецца, адпаведна, з фіялетавай і аранжавай на чырвоную.

Шчолачы пры дысацыяцыі ўтвараюць гідраксід-іоны і змяняюць афарбоўку фенолфталеіну на малінавую, метыларанжу — на жоўтую, лакмусу — на сінюю.

У чыстай вадзе індыкатары не змяняюць сваю афарбоўку. Гэта тлумачыцца тым, што канцэнтрацыі іонаў вадароду H^+ і гідраксід-іонаў OH^- у вадзе аднолькавыя і пры 25 °C роўны па 10^{-7} моль/дм^3.

Вадародны паказчык

Канцэнтрацыі іонаў H^+ і OH^- у вадзе і любым водным растворы ўзаемазвязаны. Павелічэнне канцэнтрацыі іонаў H^+ (напрыклад, пры дабаўленні кіслаты) выклікае памяншэнне канцэнтрацыі іонаў OH^-, і наадварот.

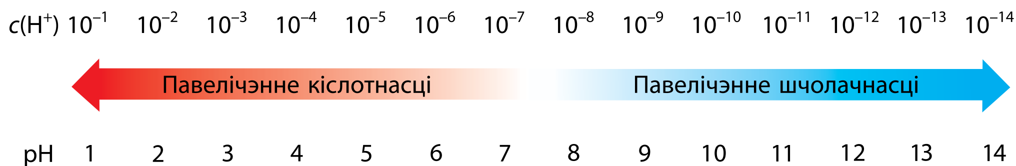
Растворы, у якіх канцэнтрацыя іонаў вадароду роўна канцэнтрацыі гідраксід-іонаў, называюць *нейтральнымі*. Калі ў растворы канцэнтрацыя іонаў вадароду большая за канцэнтрацыю гідраксід-іонаў, г. зн. $c(H^+) > c(OH^-)$, то асяроддзе ў растворы *кіслае*. Калі ж у растворы $c(H^+) < c(OH^-)$, г. зн. пераважае канцэнтрацыя гідраксід-іонаў, то яго асяроддзе з'яўляецца *шчолачным*.

Колькасна асяроддзе раствораў выражаюць з дапамогай так званага вадароднага паказчыка pH (пэ-аш), які ўяўляе сабой дзесятковы лагарыфм канцэнтрацыі іонаў вадароду, узяты са знакам «мінус»:

$$\mathbf{pH = -lg\ \mathit{c}(H^+)}.$$

Напрыклад, пры малярнай канцэнтрацыі іонаў H^+, роўнай 10^{-5} моль/дм^3, pH роўны 5, а пры $c(H^+) = 10^{-8}$ моль/дм^3 pH роўны 8.

Вадародны паказчык характарызуе кіслотнасць або шчолачнасць раствору. Паколькі ў чыстай вадзе пры 25 °C канцэнтрацыі іонаў H^+ і OH^-аднолькавыя і роўныя 10^{-7} моль/дм^3, то $pH = -\lg c(H^+) = -\lg 10^{-7} = 7$. Такое значэнне pH адпавядае нейтральнаму асяроддзю. Чым меншае за 7 значэнне pH, тым большая кіслотнасць раствору. Чым большае за 7 значэнне pH, тым большая шчолачнасць раствору (мал. 50).



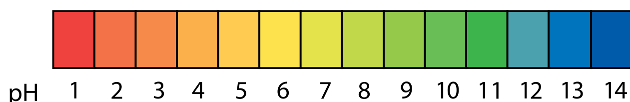
Мал. 50. Шкала значэнняў pH асяроддзя

Паняцце «вадародны паказчык» было ўведзена дацкім хімікам П. Серэнсенам у 1909 годзе. Літара **p** — пачатковая літара слова «патэнц» — сіла, а літара **H** — сімвал вадароду.

Велічыня pH адыгрывае вялікае значэнне ў многіх хімічных і біялагічных працэсах. Большасць з іх можа адбывацца з дастатковымі скарасцямі і ў неабходных напрамках толькі пры пэўнай кіслотнасці асяроддзя. Значыць, вымярэнне pH неабходна ў медыцыне, навуцы, тэхніцы, сельскай гаспадарцы. Так, напрыклад, для нармальнага развіцця раслін неабходна памяншаць павышаную кіслотнасць глебаў іх вапнаваннем. На малочных камбінатах велічынёй pH вызначаецца свежасць малака.

У чалавечым арганізме розныя вадкасці маюць розную велічыню pH: страўнікавы сок — pH 1,7 (моцнакіслае асяроддзе), кроў — pH 7,4 (слабашчолачнае асяроддзе), сліна — pH 6,9 і слёзы — pH 7,0 (нейтральнае). Велічыня pH з'яўляецца паказчыкам стану здароўя чалавека.

Велічыню pH можна вымяраць з дапамогай індыкатараў, афарбоўка якіх у растворы параўноўваецца са спецыяльнай **pH-шкалой** (мал. 51). Больш дакладна ў лабараторыях, навуковых даследаваннях, у вытворчай практыцы велічыню pH вызначаюць з дапамогай спецыяльных прыбораў, якія так і называюць — pH-метры (мал. 52).



Мал. 51. Афарбоўка ўніверсальнай індыкатарнай паперы пры розных значэннях pH асяроддзя

Мал. 52. pH-метр

Лабараторны дослед 3

Вызначэнне кіслотна-асноўнага характару раствораў з дапамогай індыкатараў

1. У адну прабірку наліце саляную кіслату, а ў другую — раствор сернай кіслаты аб'ёмам па 1–2 $см^3$. У першую прабірку дабаўце некалькі кропель раствору метыларанжу, а ў другую — раствору лакмусу (або любога другога індыкатару па вашым выбары). Звярніце ўвагу на змяненне афарбоўкі індыкатараў у растворах кіслот. Яно сведчыць аб наяўнасці ў гэтых растворах іонаў вадароду, г. зн. аб кіслым асяроддзі. Вызначце вобласць значэнняў pH (больш або менш за 7) выдадзеных раствораў.

2. У дзве прабіркі наліце па 1–2 $см^3$ раствору гідраксіду натрыю. У першую прабірку дабаўце адну кроплю раствору фенолфталеіну, а ў другую — адну кроплю раствору лакмусу. Звярніце ўвагу на змяненне афарбоўкі індыкатараў у растворах шчолачы. Яно сведчыць аб наяўнасці ў гэтых растворах гідраксід-іонаў OH^-, г. зн. аб шчолачным асяроддзі. Вызначце вобласць значэнняў pH (больш або менш за 7) выдадзеных раствораў.

Большасць хімічных рэакцый паміж кіслотамі, асновамі і солямі адбываецца ў растворах. Гэта рэакцыі паміж іонамі. Разгледзім, якія іоны вызначаюць уласцівасці рэчываў асноўных класаў неарганічных злучэнняў.

Кіслоты

! Кіслоты — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у якасці катыёнаў утвараюцца толькі катыёны вадароду.

Агульныя ўласцівасці кіслот абумоўлены рэакцыямі, у якія ўступаюць катыёны вадароду. Выявіць іоны вадароду ў растворы кіслаты можна з дапамогай індыкатараў. Лакмус і метыларанж мяняюць колер, адпаведна, з фіялетавага і аранжавага на чырвоны. Кіслоты ўступаюць у хімічныя рэакцыі з металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці да вадароду, асноўнымі аксідамі, асновамі і солямі, утворанымі больш слабымі кіслотамі.

Разгледзім гэтыя ўласцівасці на прыкладзе сернай і салянай кіслот (табл. 11).

Табліца 11. **Хімічныя ўласцівасці кіслот**

Рэагент	Малекулярнае ўраўненне	Скарочанае іоннае ўраўненне
Метал	$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$	$2\mathbf{H}^+ + Zn^0 = Zn^{2+} + H_2\uparrow$
Асноўны аксід	$H_2SO_4 + CuO = CuSO_4 + H_2O$	$2\mathbf{H}^+ + CuO = Cu^{2+} + H_2O$
Шчолач	$HCl + KOH = KCl + H_2O$	$\mathbf{H}^+ + OH^- = H_2O$
Нерастваральныя асновы	$2HCl + Cu(OH)_2 = CuCl_2 + 2H_2O$	$2\mathbf{H}^+ + Cu(OH)_2 = Cu^{2+} + 2H_2O$
Соль	$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$	$2\mathbf{H}^+ + CO_3^{2-} = CO_2\uparrow + H_2O$

Вывад: *уласцівасці кіслот з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі абумоўлены наяўнасцю ў іх растворах катыёнаў вадароду H^+.*

Асновы

Асновы — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх у якасці аніёнаў утвараюцца толькі гідраксід-іоны.

Асновы, што раствараюцца ў вадзе, як вядома, называюць *шчолачамі*. Пры электралітычнай дысацыяцыі яны ўтвараюць адмоўна зараджаныя гідраксід-іоны OH^-.

Прысутнасць шчолачаў у растворах выяўляецца з дапамогай індыкатараў. Фенолфталеін у растворах шчолачаў — малінавы, лакмус — сіні, метыларанж — жоўты. Змяненне афарбоўкі лакмусу з фіялетавай на сінюю адбываецца ў інтэрвале pH ад 8 да 14.

Шчолачы — актыўныя рэчывы, яны ўступаюць у хімічныя рэакцыі з простымі і складанымі рэчывамі. Разгледзім некаторыя з гэтых рэакцый (табл. 12).

Табліца 12. **Хімічныя ўласцівасці шчолачаў**

Рэагент	Малекулярнае ўраўненне	Скарочанае іоннае ўраўненне
Кіслотны аксід	$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$	$2\mathbf{OH}^- + CO_2 = CO_3^{2-} + H_2O$
Соль	$2KOH + CuCl_2 = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$	$2\mathbf{OH}^- + Cu^{2+} = Cu(OH)_2\downarrow$
Кіслата	$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$	$\mathbf{OH}^- + H^+ = H_2O$

Вывад: *з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі ўласцівасці шчолачаў абумоўлены наяўнасцю ў іх растворах гідраксід-іонаў OH^-.*

Солі

Солі — гэта электраліты, пры дысацыяцыі якіх утвараюцца катыёны металаў і аніёны кіслотных астаткаў.

Хімічныя ўласцівасці солей абумоўлены ўласцівасцямі іонаў, якія змяшчаюцца ў іх растворах. У выніку ўзаемадзеяння солей з іншымі солямі, шчолачамі або кіслотамі ўтвараюцца, адпаведна, новыя солі, асновы або кіслоты. Гэтыя рэакцыі адносяцца да рэакцый абмену. Солі ўступаюць таксама ў акісляльна-аднаўленчыя рэакцыі з больш актыўнымі металамі (табл. 13).

Табліца 13. **Хімічныя ўласцівасці солей**

Рэагент	Малекулярнае ўраўненне	Скарочанае іоннае ўраўненне
Метал	$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$	$\mathbf{Cu^{2+}} + Fe^0 = Cu^0 + Fe^{2+}$
Кіслата	$K_2CO_3 + 2HNO_3 = 2KNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$	$\mathbf{CO_3^{2-}} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$
Соль	$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$	$\mathbf{Ba^{2+} + SO_4^{2-}} = BaSO_4\downarrow$
Шчолач	$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$	$\mathbf{Fe^{3+}} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$

Вывад: *уласцівасці солей з пункту гледжання тэорыі электралітычнай дысацыяцыі абумоўлены наяўнасцю ў іх растворах катыёнаў металаў і аніёнаў кіслотных астаткаў.*

Уласцівасці раствораў электралітаў абумоўлены ўласцівасцямі іонаў, якія ўтвараюцца пры дысацыяцыі гэтых электралітаў.

Асяроддзе раствораў характарызуецца вадародным паказчыкам pH.

Уласцівасці кіслот у водных растворах абумоўлены ўласцівасцямі катыёнаў вадароду, якія ўтвараюцца ў выніку дысацыяцыі кіслот.

Уласцівасці асноў у водных растворах абумоўлены ўласцівасцямі гідраксід-іонаў.

Уласцівасці солей абумоўлены ўласцівасцямі іонаў, якія ўтвараюцца ў выніку іх дысацыяцыі.

Пытанні і заданні

1. Як можна распазнаць растворы сернай кіслаты і гідраксіду натрыю?

2. З пералічаных рэчываў выберыце тыя, растворы якіх будуць мець pH меншы за 7: NaOH, HCl, $NaHSO_4$, NaCl, KOH, HNO_3.

3. З якімі з пералічаных рэчываў — гідраксід натрыю, саляная кіслата, алюміній, аксід медзі(II), серабро, карбанат калію, нітрат натрыю — рэагуе разбаўленая серная кіслата? Састаўце ўраўненні магчымых хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядах.

4. Ці хопіць раствору аб'ёмам 300 $см^3$ з малярнай канцэнтрацыяй KOH, роўнай 0,5 моль/$дм^3$, для поўнай нейтралізацыі раствору масай 200 г, у якім масавая доля фосфарнай кіслаты састаўляе 20 %? Вызначце вобласць значэнняў pH (больш або менш за 7) раствору пасля заканчэння рэакцыі?

5. Вылічыце масу карбанату натрыю, неабходнага для асаджэння ўсіх іонаў кальцыю з раствору масай 260 г з масавай доляй нітрату кальцыю, роўнай 0,1.

6. Да раствору масай 294 г з масавай доляй сернай кіслаты, роўнай 10 %, дабавілі аксід серы(VI) масай 16 г. Разлічыце масу (г) раствору шчолачы з масавай доляй гідраксіду калію, роўнай 0,2, неабходнага для поўнай нейтралізацыі атрыманага раствору.

7. * У растворы фторавадароднай кіслаты лік малекул, якія не прадысацыявалі, у два разы большы за суму лікаў іонаў вадароду і фтарыд-іонаў. Вызначце pH раствору, калі зыходная канцэнтрацыя кіслаты ў ім была роўна 0,05 моль/$дм^3$.

Практычная работа 2

Вывучэнне ўласцівасцей кіслот, асноў і солей у свеце тэорыі электралітычнай дысацыяцыі

I. *Вывучэнне ўласцівасцей кіслот.*

1. Даследуйце, з якімі з названых рэчываў — медзь, цынк, карбанат калію, сульфат калію, нітрат серабра, хларыд барыю — узаемадзейнічае саляная кіслата (або раствор сернай кіслаты). Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядах, назавіце прадукты рэакцый.

2. Вам выдадзены растворы сернай кіслаты і гідраксіду натрыю прыкладна аднолькавай малярнай канцэнтрацыі. З дапамогай універсальнай індыкатарнай паперы вызначце pH раствору сернай кіслаты (<7 або >7). Дабаўце да яго прыкладна такі ж аб'ём раствору гідраксіду натрыю і вызначце pH яшчэ раз. Як змянілася канцэнтрацыя іонаў вадароду ў растворы пасля дабаўлення гідраксіду натрыю? Ці ўдалося вам нейтралізаваць кіслату? Састаўце ўраўненне хімічнай рэакцыі ў малекулярным і іонным выглядах, назавіце прадукты рэакцый. Зрабіце вывад аб уласцівасцях кіслот.

II. *Вывучэнне ўласцівасцей шчолачаў.*

1. У прабірку наліце раствор гідраксіду кальцыю аб'ёмам 1–2 $см^3$ і прыліце да яго прыкладна такі ж аб'ём карбанату натрыю. Назавіце прыкметы хімічнай рэакцыі. Састаўце ўраўненне хімічнай рэакцыі ў малекулярным і іонным выглядах, назавіце прадукты рэакцыі.

2.* У прабірку з растворам хларыду жалеза(III) па кроплях прыбаўляйце раствор гідраксіду натрыю да з'яўлення прыкмет рэакцыі. Састаўце ўраўненне хімічнай рэакцыі ў малекулярным і іонным выглядах, назавіце прадукты рэакцыі.

Зрабіце вывад аб уласцівасцях шчолачаў як электралітаў з улікам вынікаў задання 2 першай часткі работы.

III. *Вывучэнне ўласцівасцей солей.*

Правядзіце хімічныя рэакцыі, якія дазваляюць асадзіць катыёны металу і аніёны кіслотнага астатку, што змяшчаюцца ў растворы солі сульфату медзі(II).

Раздзел VII

НЕМЕТАЛЫ

§ 35. Неметалы: хімічныя элементы і простыя рэчывы

Са 118 вядомых на сёння хімічных элементаў 23 адносяцца да неметалаў. Простыя рэчывы неметалы — вуглярод і сера — даўно вядомыя і чалавеку. У XIII стагоддзі атрыманы мыш'як, у XVII стагоддзі адкрыты вадарод і фосфар, у канцы XVIII стагоддзя — вадарод, кісларод, азот, хлор, тэлур. У першай палове XIX стагоддзя былі атрыманы бром, ёд, селен, крэмній, бор. Вылучыць фтор і адкрыць высакародныя газы ўдалося амаль у канцы XIX стагоддзя.

Нягледзячы на тое што лік элементаў-неметалаў адносна невялікі, яны ўваходзяць у састаў практычна ўсіх арганічных і неарганічных рэчываў. Успомніце, што самымі распаўсюджанымі элементамі ў зямной кары з'яўляюцца неметалы — кісларод і крэмній, масавая доля якіх складае больш за 75 %.

Становішча ў перыядычнай сістэме

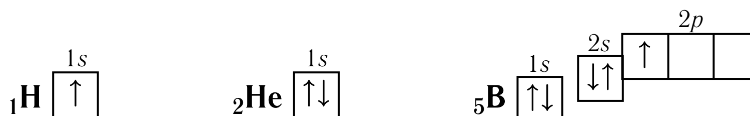
У перыядычнай сістэме неметалы размешчаны ў групах IIIA—VIIIA, справа ад ступеньчатай лініі ў напрамку ад бору да элемента з атамным нумарам 118. Да неметалаў адносіцца і вадарод H.

Лік элементаў-неметалаў у групе павялічваецца з нумарам групы. У групе IIIA знаходзіцца толькі адзін элемент-неметал — бор, а група VIIIA цалкам складаецца з неметалаў. Для некаторых элементаў-неметалаў прымяняюцца групавыя назвы. Так, элементы групы VIIIA называюць *высакароднымі газамі*, элементы групы VIIA — *галагенамі*, элементы групы VIA — *халькагенамі*. Элементы, размешчаныя ўздоўж умоўнай размежавальнай лініі — бор B,

крэмній Si, германій Ge, мыш'як As, тэлур Te, астат At — часта называюць *паўметаламі*.

Будова электронных абалонак атамаў і ступені акіслення

Галоўнае, што вызначае прыналежнасць хімічнага элемента да ліку неметалаў — гэта, зразумела, асаблівасці будовы знешняй электроннай абалонкі яго атама. На электроннай абалонцы атама вадароду H знаходзіцца адзін электрон. На электроннай абалонцы атама гелію He — два электроны, энергетычны ўзровень цалкам запоўнены, як і ў атамах іншых хімічных элементаў групы VIIIA. Атам бору B на знешнім энергетычным узроўні змяшчае тры электроны, гэты хімічны элемент належыць да групы IIIA:



У атамаў астатніх неметалаў на знешнім энергетычным узроўні змяшчаецца ад 4 да 8 электронаў.

Вадарод, атамы якога маюць будову электроннай абалонкі $1s^1$, і гелій, атамы якога маюць будову электроннай абалонкі $1s^2$, адносяцца да *s-элементаў*, усе астатнія неметалы — да *p-элементаў*. Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню атамаў *p*-элементаў у асноўным стане — $ns^2np^{1\rightarrow6}$, дзе n — нумар перыяду.

Атамы неметалаў у іх злучэннях з атамамі металаў, вадароду і іншых элементаў з меншай электраадмоўнасцю праяўляюць **адмоўныя ступені акіслення:** ад **−4** да **−1**. Напрыклад, $Na\overset{-1}{Cl}$, $H_2\overset{-2}{S}$, $\overset{-3}{N}H_3$, $\overset{-4}{C}H_4$.

У злучэннях з атамамі элементаў, якія маюць большую электраадмоўнасць, для атамаў неметалаў характэрны **дадатныя ступені акіслення**. Напрыклад, $H\overset{+1}{Cl}O$, $\overset{+4}{S}O_2$, $\overset{+4}{N}O_2$ і інш.

Выключэннем з'яўляецца толькі фтор F, які ў сваіх злучэннях з іншымі элементамі праяўляе толькі адну ступень акіслення, роўную **−1**.

Простыя рэчывы

Для многіх простых рэчываў-неметалаў вядома па некалькі **алатропных мадыфікацый**, якія адрозніваюцца сваімі фізічнымі ўласцівасцямі. Гэта, на-

прыклад, простыя рэчывы, што ўтвараюцца вугляродам — графіт, алмаз, фулерэны.

Пры звычайных умовах простыя рэчывы-неметалы могуць існаваць у цвёрдым (бор B, вуглярод C, крэмній Si, сера S, ёд I_2), вадкім (бром Br_2) і газападобным (хлор Cl_2, вадарод H_2, кісларод O_2, азот N_2) станах. Іх афарбоўка разнастайная (мал. 53).

Тэмпература плаўлення неметалаў змяняецца ў шырокім інтэрвале. Так, у графіту яна складае 3850 °C, а ў гелію — −272 °C. Высокія тэмпературы плаўлення характэрны для простых рэчываў, якія існуюць у выглядзе атамных крышталёў (вуглярод C, крэмній Si і інш.), а нізкія — для рэчываў, якія існуюць у цвёрдым стане ў выглядзе малекулярных крышталёў (кісларод O_2, азот N_2, ксенон Xe і інш.).

Істотна адрозніваецца і электраправоднасць простых рэчываў-неметалаў: аргон, хлор і сера ў цвёрдым стане з'яўляюцца дыэлектрыкамі, крэмній — паўправадніком, а дастаткова высокая электраправоднасць графіту дазваляе выкарыстоўваць яго ў якасці токаправодзячых электродаў.

Простыя рэчывы-неметалы істотна адрозніваюцца паміж сабой па *хімічнай актыўнасці*. Так, гелій He і неон Ne — інертныя рэчывы.

Бром

Фтор

Графіт

Ёд

Чырвоны фосфар

Крэмній

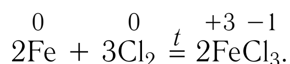
Сера

Мал. 53. Узоры простых рэчываў-неметалаў

Найбольш хімічна актыўнымі неметаламі з’яўляюцца галагены і кісларод. Сера, вуглярод і крэмній уступаюць у хімічныя рэакцыі, як правіла, толькі пры павышаных тэмпературах.

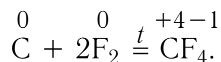
У хімічных рэакцыях неметалы, акрамя фтору, могуць праяўляць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці.

Акісляльныя ўласцівасці неметалаў праяўляюцца ў першую чаргу пры іх узаемадзеянні з металамі і вадародам. У злучэннях, якія ўтвараюцца, атамы неметалаў праяўляюць адмоўныя ступені акіслення. Напрыклад:



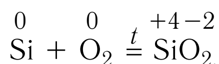
$$2\overset{0}{Fe} + 3\overset{0}{Cl_2} \overset{t}{=} 2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3}.$$

Неметалы выступаюць у ролі акісляльнікаў пры ўзаемадзеянні з іншымі неметаламі, якія маюць больш нізкую электраадмоўнасць. Напрыклад, фтор акісляе вуглярод:



$$\overset{0}{C} + 2\overset{0}{F_2} \overset{t}{=} \overset{+4}{C}\overset{-1}{F_4}.$$

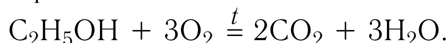
Аднаўленчыя ўласцівасці неметалаў праяўляюцца ў рэакцыях з рэчывамі — моцнымі акісляльнікамі, напрыклад з кіслародам:



$$\overset{0}{Si} + \overset{0}{O_2} \overset{t}{=} \overset{+4}{Si}\overset{-2}{O_2}.$$

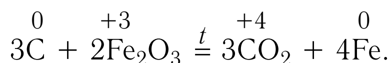
Атамы неметалаў у аксідах праяўляюць дадатныя ступені акіслення.

Кісларод здольны **акісляць** і многія арганічныя злучэнні. Напрыклад, этылавы спірт згарае на паветры:



$$C_2H_5OH + 3O_2 \overset{t}{=} 2CO_2 + 3H_2O.$$

У якасці аднаўнікаў неметалы, напрыклад вуглярод (кокс, вугаль) або вадарод, выкарыстоўваюцца пры атрыманні металаў з руд:



$$3\overset{0}{C} + 2\overset{+3}{Fe_2}O_3 \overset{t}{=} 3\overset{+4}{C}O_2 + 4\overset{0}{Fe}.$$

Прымяненне неметалаў заснавана на іх фізічных і хімічных уласцівасцях. Напрыклад, азот выкарыстоўваецца для стварэння інертнай атмасферы, для забеспячэння выбуховай і пажарнай бяспекі ў розных галінах прамысловасці, для тушэння пажараў у вугальных шахтах, паколькі ў асяроддзі з наяўнасцю азоту каля 90 % працэс гарэння немагчымы. Кісларод, наадварот, выкарыстоўваецца ў ракетных установках для інтэнсіфікацыі гарэння вадкага паліва, для газіфікацыі цвёрдых паліваў, а таксама пры газавай зварцы, кіслароднай рэзцы, паверхнявай загартоўцы металаў. Бор, крэмній і некаторыя іншыя неметалы ўваходзяць у састаў сплаваў.

Да неметалаў адносяцца 23 хімічныя элементы з усіх вядомых на сёння. У перыядычнай сістэме элементы-неметалы, акрамя вадароду, размешчаны ў правай частцы табліцы ў групах IIIA—VIIIA.

Атамы неметалаў у іх злучэннях з металамі, вадародам і іншымі менш электраадмоўнымі элементамі праяўляюць адмоўныя ступені акіслення ад –4 да –1, а ў злучэннях з элементамі, якія маюць большую электраадмоўнасць, — дадатныя ступені акіслення ад +1 да +7.

У хімічных рэакцыях простыя рэчывы-неметалы, акрамя фтору, могуць праяўляць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці.

Пытанні і заданні

1. У якіх групах перыядычнай сістэмы размешчаны элементы-неметалы?

2. Запішыце формулы электронных канфігурацый знешніх энергетычных узроўняў для наступных атамаў: гелій, вуглярод, фосфар, хлор.

3. Прывядзіце вядомыя вам прыклады алатропных мадыфікацый некаторых хімічных элементаў. Растлумачце, чаму простых рэчываў больш, чым хімічных элементаў.

4. Састаўце ўраўненні рэакцый азоту і кіслароду з вадародам. У кожнай з іх укажыце акісляльнік і адноўнік.

5. Разлічыце масу вады, атрыманую пры рэакцыі вадароду хімічнай колькасцю 1 моль з кіслародам аб'ёмам (н. у.) 22,4 дм^3. Які газ і ў якой хімічнай колькасці застанецца нерастрачаны?

6. Разлічыце аб'ём (н. у.) паветра, якое патрабуецца для таго, каб спаліць метан хімічнай колькасцю 2 моль. Аб'ёмная доля кіслароду ў паветры складае 21 %.

7. З прыведзеных прыкладаў у два слупкі выпішыце схемы, якія адлюстроўваюць працэсы акіслення і аднаўлення:

а) $H_2S \rightarrow H_2SO_4$; б) $KMnO_4 \rightarrow MnO_2$; в) $P \rightarrow H_3PO_4$; г) $KClO_3 \rightarrow KCl$;
д) $HNO_3 \rightarrow NO$; е) $Cl_2 \rightarrow KClO$.

Вызначце, як змяняюцца ступені акіслення элементаў у названых працэсах.

§ 36. Вадарод

Будова атама і асаблівасці становішча ў перыядычнай сістэме

Атам вадароду мае самую простую будову: ён складаецца з ядра, якое змяшчае адзін пратон, і аднаго электрона на арбіталі, што акружае ядро. Такую ж будову знешняга энергетычнага ўзроўню маюць элементы групы IA, таму вадарод

можна аднесці да элементаў гэтай групы. Адначасова вадарод можна аднесці і да элементаў групы VIIA, паколькі так жа, як і ў элементаў дадзенай групы, для завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню ў яго не хапае аднаго электрона.

Атам вадароду ў сваіх злучэннях з элементамі, якія маюць большую электраадмоўнасць, праяўляе ступень акіслення **+1**, напрыклад $\overset{+1}{H}F$, $\overset{+1}{H_2}O$ і інш. У злучэннях з металамі — *гідрыдах* — ступень акіслення атама вадароду роўна **−1**, напрыклад $Na\overset{-1}{H}$, $Ca\overset{-1}{H_2}$ і інш.

Распаўсюджанасць у прыродзе

Вадарод уваходзіць у састаў Сонца, іншых зорак і туманнасцей. Такія вялікія планеты Сонечнай сістэмы, як Юпітэр і Сатурн, у асноўным састаяць з вадароду.

Сярод элементаў зямной кары вадарод — дзявяты па распаўсюджанасці. Найбольш важным яго злучэннем, якое сустракаецца ў прыродзе, з’яўляецца вада. Вадарод уваходзіць у састаў прыроднага газу, нафты, а таксама ва ўсе жывёльныя і раслінныя арганізмы. У выглядзе простага рэчыва вадарод сустракаецца вельмі рэдка ў вулканічных газах.

Вада састаўляе асноўную масу любага жывога арганізма. Наяўнасць вады ў целе чалавека, які нарадзіўся, складае 77 %, у сталым узросце яе колькасць змяншаецца да 50 % у жанчын і 60–62 % у мужчын. У арганізме бесперапынна адбываецца абмен вады і раствораных у ёй рэчываў. Таму спецыялісты рэкамендуюць кожнаму чалавеку ўжываць не менш 1,5 л вады і іншых вадкасцей у дзень.

У прыродзе вадарод сустракаецца ў выглядзе нуклідаў ^1H — **протыю** і ^2H — **дэйтэрыю.** Дэйтэрый, для абазначэння якога карыстаюцца сімвалам D, уваходзіць у састаў так званай цяжкай вады D_2O, якая выкарыстоўваецца ў якасці запавольніку нейтронаў у ядзерных рэактарах. Радыеактыўны нуклід вадароду **трытый** ^3H, які абазначаецца сімвалам T, сустракаецца ў следавых колькасцях.

Простае рэчыва

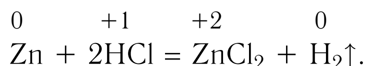
Малекула вадароду складаецца з двух атамаў, звязаных паміж сабой кавалентнай непалярнай сувяззю (гл. мал. 16).

Фізічныя ўласцівасці. Вадарод — бясколерны нетаксічны газ без паху і смаку, ён у 14,5 раза лягчэйшы за паветра.

Малекула вадароду непалярная, таму сілы міжмалекулярнага ўзаемадзеяння ў газападобным вадародзе малыя. Гэта праяўляецца ў нізкіх тэмпературах кіпення (−252,6 °C) і плаўлення (−259,2 °C). Дзякуючы нізкай тэмпературы кіпення вадкі вадарод выкарыстоўваецца ў якасці холадагенту.

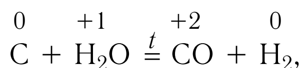
Вадарод растварaецца ў вадзе нязначна, яго растваральнасць састаўляе амаль 0,09 г у 1 дм^3 вады. Дзякуючы гэтаму вадарод пры яго атрыманні ў лабараторыі можна збіраць метадам выціскання вады.

Атрыманне вадароду. У лабараторыі вадарод атрымліваюць пры ўзаемадзеянні разбаўленых салянай або сернай кіслот з металамі (цынкам, жалезам, алюмініем) (мал. 54):



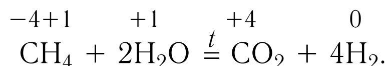
$$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}\uparrow.$$

У прамысловасці вадарод атрымліваюць, прапускаючы пары вады над распаленым вуглем:

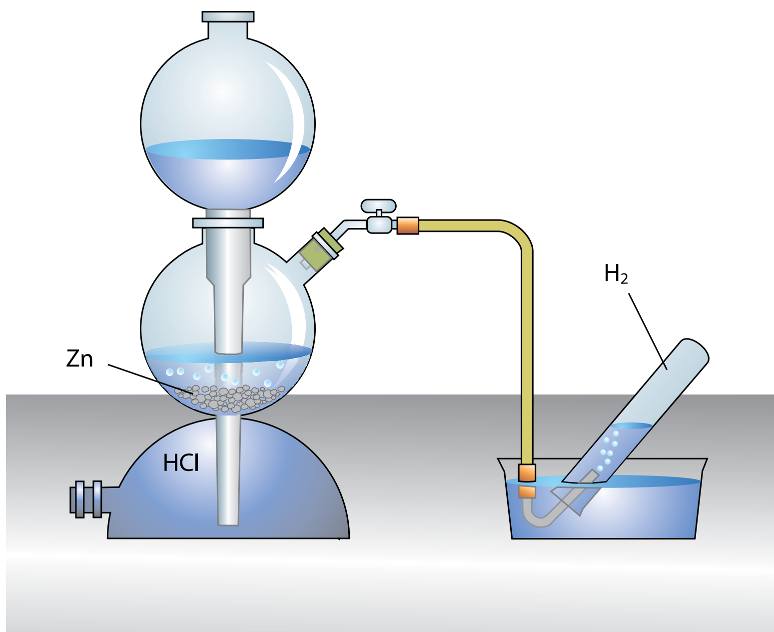


$$\overset{0}{C} + \overset{+1}{H_2}O \overset{t}{=} \overset{+2}{C}O + \overset{0}{H_2},$$

або выкарыстоўваючы метад каталітычнай канверсіі метану:



$$\overset{-4+1}{CH_4} + 2\overset{+1}{H_2}O \overset{t}{=} \overset{+4}{C}O_2 + 4\overset{0}{H_2}.$$



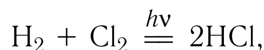
Мал. 54. Прыбор для атрымання вадароду ў лабараторыі

Атрыманы тым або іншым спосабам вадарод часам забруджаны паветрам, з якім ён можа ўтвараць выбуховую сумесь (сумесь вадароду і кіслароду называецца «грымучым газам»). Гэта небяспечна!

Хімічныя ўласцівасці. Простае рэчыва вадарод пры ўзаемадзеянні з іншымі рэчывамі можа праяўляць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці.

Узаемадзеянне вадароду з простымі рэчывамі

Вадарод як аднаўнік праяўляе сябе ў рэакцыях ***з простымі рэчываміметаламі***, утвараючы злучэнні, у якіх яго ступень акіслення роўна **+1**. Рэакцыі вадароду з найбольш актыўнымі неметаламі адбываюцца вельмі інтэнсіўна, суправаджаючца гарэннем або нават выбухам. Прыкладамі такіх рэакцый могуць быць узаемадзеянні вадароду з хлорам пры асвятленні:



$$H_2 + Cl_2 \overset{h\nu}{=} 2HCl,$$

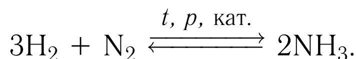
або з кіслародам пры награванні:

$$2H_2 + O_2 \overset{t}{=} 2H_2O.$$

Злучэнні вадароду з галагенамі — галагенавадароды — HF, HCl, HBr, HI пры растварэнні ў вадзе дысацыіруюць з утварэннем гідратаваных іонаў вадароду, г. зн. праяўляюць кіслотны характар. Напрыклад:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-.$$

З азотам вадарод узаемадзейнічае ў прысутнасці каталізатара пры павышаных тэмпературы і ціску, утвараючы аміяк:



$$3H_2 + N_2 \xrightleftharpoons{t,\ p,\ \text{кат.}} 2NH_3.$$

Раствор аміяку ў вадзе праяўляе асноўныя ўласцівасці.

Лабараторны дослед 4

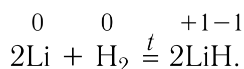
Выпрабаванне індыкатарам раствораў вадародных злучэнняў неметалаў

У трох пранумараваных прабірках знаходзяцца раствор аміяку, раствор хлоравадароду і дыстыляваная вада. З дапамогай лакмусу (метыларанжа або

ўніверсальнай індыкатарнай паперы) вызначце, у якой з прабірак знаходзіцца кожнае з рэчываў.

Зрабіце вывад аб кіслотна-асноўных уласцівасцях вадародных злучэнняў неметалаў.

Акісляльная здольнасць вадароду праяўляецца пры ўзаемадзеянні яго з многімі *актыўнымі металамі* пры павышаных тэмпературы і ціску. У выніку рэакцый утвараюцца *гідрыды*, у якіх ступень акіслення вадароду роўна **−1**, напрыклад:

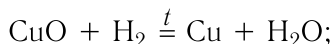


$$2\overset{0}{\mathrm{Li}} + \overset{0}{\mathrm{H}}_2 \overset{t}{=} 2\overset{+1}{\mathrm{Li}}\overset{-1}{\mathrm{H}}.$$

Вадарод добра растварaецца ў некаторых металах — паладыі Pd, плаціне Pt, нікелі Ni. Так, пры пакаёвай тэмпературы 1 $см^3$ паладыю паглынае каля 800 $см^3$ вадароду. Пры растварэнні ў металах малекулы вадароду распадаюцца на атамы. Атамарны вадарод, які ўтвараецца, хімічна значна больш актыўны, чым малекулярны. Таму рэакцыйная здольнасць вадароду ў прысутнасці такіх каталізатараў, як плаціна, паладый і нікель, рэзка павышаецца.

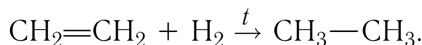
Узаемадзеянне вадароду са складанымі рэчывамі

Пры награванні вадарод здольны аднаўляць металы з іх аксідаў:



$$\mathrm{CuO} + \mathrm{H_2} \overset{t}{=} \mathrm{Cu} + \mathrm{H_2O};$$

далучацца да многіх *арганічных* малекул:



$$\mathrm{CH_2{=}CH_2} + \mathrm{H_2} \xrightarrow{t} \mathrm{CH_3{-}CH_3}.$$

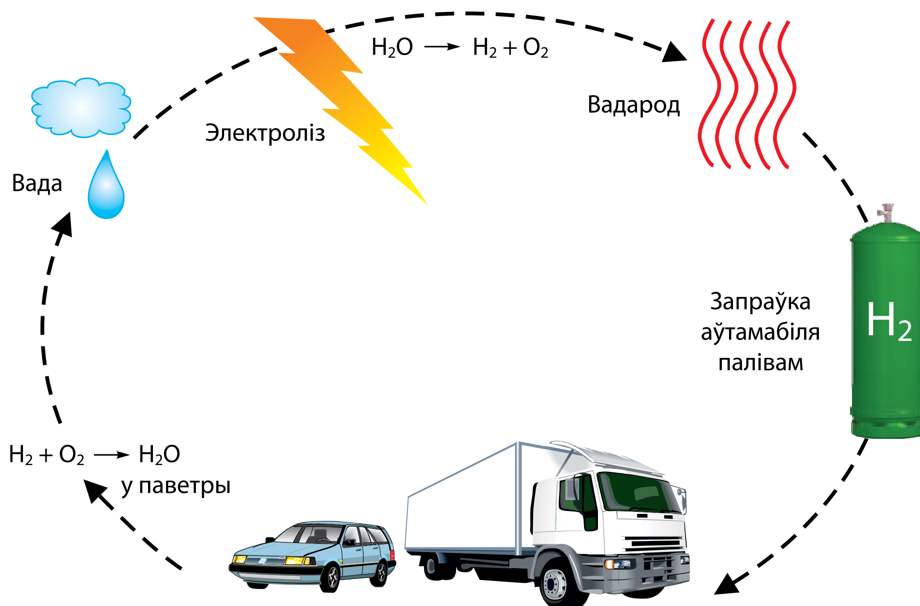
Ва ўсіх гэтых рэакцыях вадарод выступае ***ў якасці аднаўніка***, утвараючы злучэнні, у якіх яго ступень акіслення роўна **+1**.

Галіны прымянення вадароду дадзены на малюнку 55. Вадарод з'яўляецца вельмі эфектыўным палівам: на адзінку масы ён вылучае цеплаты ў 2,6 раза больш, чым прыродны газ, у 8,3 раза больш, чым драўніна. Вадарод — экалагічна чыстае паліва, паколькі пры яго згаранні ўтвараецца толькі вада (мал. 56).

Атам вадароду ў сваіх злучэннях праяўляе ступені акіслення +1 і −1.

Простае рэчыва вадарод можа праяўляць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці.

Мал. 55. Прымяненне водороду



Мал. 56. Выкарыстанне H_2 у якасці паліва

Пытанні і заданні

1. Растлумачце, чаму ў перыядычнай сістэме вадароду адводзяць месца ў групе IA і адначасова ў групе VIIA?

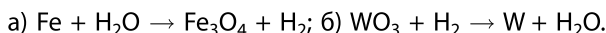
2. Да якога тыпу хімічных рэакцый адносіцца рэакцыя атрымання вадароду ў лабараторыі?

3. Разлічыце масу цынку і масу раствору салянай кіслаты з масавай доляй HCl, роўнай 26 %, неабходныя для атрымання вадароду хімічнай колькасцю 5 моль.

4. Цеплавы эфект утварэння парападобнай вады з вадароду і кіслароду роўны 241,8 кДж/моль. Разлічыце, колькі цеплаты вылучыцца пры згаранні вадароду ў кіслародзе хімічнай колькасцю 0,01 моль.

5. Разлічыце, у якім выпадку маса вады, якая ўтворыцца, будзе больш: пры аднаўленні вадародам медзі з аксіду медзі(I) масай 100 г або з аксіду медзі(II) масай 100 г. Вызначце хімічную колькасць вадароду, які ўступіў у рэакцыю ў кожным выпадку.

6. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах рэакцый:


а) $Fe + H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + H_2$; б) $WO_3 + H_2 \rightarrow W + H_2O$.

У кожнай рэакцыі ўкажыце акісляльнік і аднаўнік.

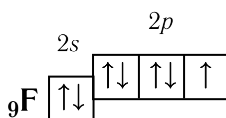
7. Састаўце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні: $H_2 \rightarrow H_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3$.

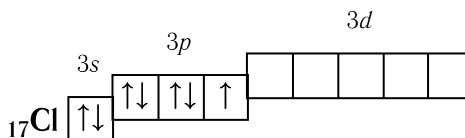
§ 37. Галагены

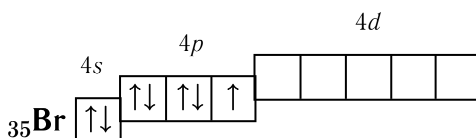
Элементы групы VIIA перыядычнай сістэмы — ***галагены:*** фтор F, хлор Cl, бром Br, ёд I і астат At — тыповыя неметалы.

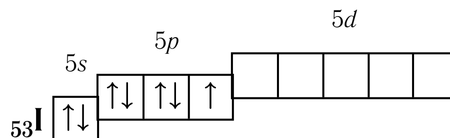
Будова атамаў і ступені акіслення

Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню атамаў галагенаў ns^2np^5: фтор — $2s^22p^5$, хлор — $3s^23p^5$, бром — $4s^24p^5$, ёд — $5s^25p^5$, астат — $6s^26p^5$:









Маючы на знешнім энергетычным узроўні сем электронаў, атамы галагенаў лёгка далучаюць адзін электрон, якога не хапае да завяршэння энергетычнага ўзроўню, і ў сваіх злучэннях праяўляюць ступень акіслення, роўную **−1**, напрыклад $K\overset{-1}{F}$, $H\overset{-1}{Cl}$ і г. д. Хлор Cl, бром Br, ёд I і астат At у злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі — фторам, кіслародам, азотам — праяўляюць дадатныя ступені акіслення: **+1**, **+3**, **+5**, **+7**. Напрыклад, $H\overset{+1}{Cl}O$, $H\overset{+3}{Br}O_2$, $\overset{+5}{Br}\overset{-1}{F}_5$, $H_5\overset{+7}{I}O_6$. Для фтору характэрна пастаянная ступень акіслення **−1**.

Распаўсюджанасць у прыродзе

Галагены ў прыродзе існуюць толькі ў выглядзе злучэнняў з іншымі элементамі. Найбольш распаўсюджаны ў прыродзе хлор і фтор, іх масавая доля ў зямной кары складае 0,19 і 0,03 % адпаведна. Асноўныя прыродныя злучэнні галагенаў дадзены ў табліцы 14. Усе галагены ў саставе солей змяшчаюцца ў водах акіянаў, мораў, рэк і азёраў.

Табліца 14. **Асноўныя прыродныя злучэнні галагенаў**

Элемент	Прыродныя злучэнні
Фтор	CaF_2 — плавікавы шпат, або флюарыт (мал. 57, *а*); Na_3AlF_6 — крыяліт (мал. 57, *б*)
Хлор	NaCl — каменная соль, галіт; KCl — сільвін, NaCl · KCl — сільвініт, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ — карналіт
Бром	У марской вадзе, у выглядзе брамідаў (NaBr, KBr, $MgBr_2$) у адкладаннях хларыдаў
Ёд	У падземных буравых водах, у марскіх водарасцях, KIO_3 — у залежах салетры

а

б

Мал. 57. Прыродныя злучэнні, якія змяшчаюць фтор:
а — плавікавы шпат (флюарыт); *б* — крыяліт

Простыя рэчывы

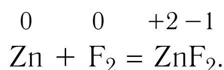
Фізічныя ўласцівасці. Простыя рэчывы галагены складаюцца з двухатамных малекул. Паколькі сілы міжмалекулярнага ўзаемадзеяння павялічваюцца з ростам адноснай малекулярнай масы рэчываў, у простых рэчываў галагенаў тэмпературы плаўлення і кіпення павышаюцца па групе зверху ўніз (табл. 15). Як мы ўжо адзначалі ў § 34, пры звычайных умовах фтор і хлор — газы, бром — вадкасць, ёд — цвёрдае рэчыва. Усе галагены — афарбаваныя рэчывы.

Табліца 15. **Фізічныя ўласцівасці галагенаў**

Рэчыва	Агрэгатны стан пры звычайных умовах	Колер	Пах	Тэмпература плаўлення, °C	Тэмпература кіпення, °C
Фтор F_2	Газ, не звадкоўваецца пры звычайнай тэмпературы	Светла-жоўты	Рэзкі, раздражняючы	−220	−188
Хлор Cl_2	Газ, звадкоўваецца пры звычайнай тэмпературы пад ціскам	Жоўта-зялёны	Рэзкі, удушлівы	−101	−34
Бром Br_2	Вадкасць	Буравата-карычневы	Рэзкі, смуродны	−7	+58
Ёд I_2	Цвёрдае рэчыва	Цёмна-шэры з металічным бляскам	Рэзкі	+113,5	+184

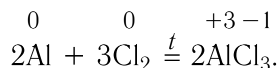
Галагены маюць характэрны рэзкі пах, з'яўляюцца вельмі таксічнымі рэчывамі.

Хімічныя ўласцівасці. *Акісляльныя ўласцівасці* галагенаў праяўляюцца пры іх узаемадзеянні з металамі. Пры гэтым, як вы ведаеце, утвараюцца солі. Так, фтор ужо пры звычайных умовах рэагуе з большасцю металаў, уключаючы плаціну і золата, а алюміній і цынк у атмасферы фтору ўзгараюцца:



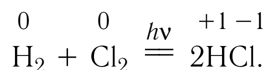
$$\overset{0}{Zn} + \overset{0}{F_2} = \overset{+2}{Zn}\overset{-1}{F_2}.$$

Рэакцыі іншых галагенаў з металамі звычайна адбываюцца пры награванні. Напрыклад, пры ўзаемадзеянні алюмінію з хлорам утвараецца хларыд алюмінію:



$$\overset{0}{2Al} + \overset{0}{3Cl_2} \overset{t}{=} \overset{+3\,-1}{2AlCl_3}.$$

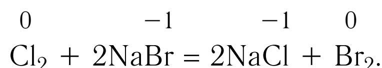
Галагены здольныя акісляць і неметалы. Пры ўзаемадзеянні вадароду з простымі рэчывамі галагенамі атрымліваюць галагенавадароды. Напрыклад:



$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \overset{h\nu}{=} \overset{+1\,-1}{2HCl}.$$

Але калі фтор узаемадзейнічае з вадародам у любых умовах з выбухам, то рэакцыя злучэння ёду з вадародам адбываецца павольна нават пры награванні. Значыць, рэакцыйная здольнасць галагенаў у адносінах да вадароду зніжаецца пры пераходзе ад фтору да ёду.

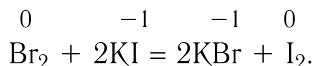
Разглядаючы змяненне акісляльных уласцівасцей галагенаў па групе ў напрамку зверху ўніз, неабходна адзначыць, што папярэдні элемент выцясняе наступны з раствораў яго солей і кіслот (мал. 58). Так, хлор у рэакцыі з брамідамі і ёдыдамі металаў выцясняе бром і ёд з раствораў іх солей. Напрыклад:



$$\overset{0}{Cl_2} + 2Na\overset{-1}{Br} = 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Br_2}.$$

Мал. 58. Выцясненне галагенаў з раствораў іх солей

Бром выцясняе ёд з раствораў ёдыдаў:



$$\overset{0}{Br_2} + 2K\overset{-1}{I} = 2K\overset{-1}{Br} + \overset{0}{I_2}.$$

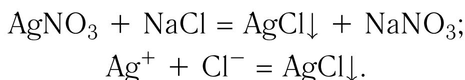
Па групе ад хлору да ёду акісляльныя ўласцівасці простых рэчываў галагенаў аслабляюцца.

Галагенавадародныя кіслоты і іх солі

Усе галагенавадароды добра раствараюцца ў вадзе. Растворы галагенавадародаў у вадзе з'яўляюцца кіслотамі: HF — фторавадародная, або *плавікавая*, кіслата, HCl — хлоравадародная, або *саляная*, кіслата, HBr — *бромавадародная* кіслата, HI — *ёдавадародная* кіслата. Плавікавая кіслата слабая, астатнія — моцныя кіслоты.

Галагенавадародныя кіслоты ўтвараюць солі — **галагеніды**: *фтарыды, хларыды, браміды, ёдыды.* Хларыды, браміды і ёдыды многіх металаў добра раствараюцца ў вадзе. Штодзённа вы сустракаецеся з кухоннай соллю — хларыдам натрыю NaCl, якая з'яўляецца абавязковай састаўной часткай арганізмаў чалавека і жывёл.

Для вызначэння ў растворы хларыд-, брамід- і ёдыд-іонаў выкарыстоўваюць рэакцыю з нітратам серабра $AgNO_3$. У выніку ўзаемадзеяння хларыдаў (і самой салянай кіслаты) з гэтым рэактывам выпадае белы тварожысты асадак хларыду серабра:



$$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3;$$
$$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow.$$

У рэакцыях нітрату серабра з растворамі бромавадароднай кіслаты і яе солей, ёдавадароднай кіслаты і яе солей таксама ўтвараюцца асадкі, якія адрозніваюцца адценнямі: $AgBr\downarrow$ — светла-жоўты, $AgI\downarrow$ — жоўты.

Такім чынам, *нітрат серабра $AgNO_3$ з'яўляецца колькасным рэактывам на галагенід-іоны: хларыды, браміды і ёдыды.*

Лабараторны дослед 5

Выяўленне хларыд-іонаў у растворы

Заданне 1. Да салянай кіслаты і раствору яе солі прыліце па некалькі кропель раствору нітрату серабра. Звярніце ўвагу на тое, што ў абедзвюх прабірках назіраецца аднолькавая прыкмета хімічных рэакцый.

Заданне 2. Даследуйце, ці змяшчае мінеральная вада хларыд-іоны. Прыліце некалькі кропель раствору нітрату серабра да вашага ўзору. Што вы

назіраеце? Ці выяўлены хларыд-іоны ў мінеральнай вадзе? Вызначце, ці знаходзяцца хларыд-іоны ў вадаправоднай (калодзежнай) вадзе.

Назавіце прыкмету рэакцыі, састаўце ўраўненне рэакцыі ў малекулярным і іонным выглядзе. Зрабіце вывад аб магчымасці выяўлення хларыд-іонаў у растворах.

Прымяненне галагенаў і іх злучэнняў

Прыроднае злучэнне фтору — крыяліт Na_3AlF_6 — прымяняецца пры атрыманні алюмінію. Злучэнні фтору ўжываюцца ў якасці дадаткаў у зубныя пасты для папярэджвання захворванняў карыясам.

Хлор шырока выкарыстоўваецца для атрымання салянай кіслаты, у арганічным сінтэзе пры вытворчасці пластмас і сінтэтычных валокнаў, каучукаў, фарбавальнікаў, растваральнікаў і інш. Многія хлорзмяшчальныя злучэнні выкарыстоўваюць для барацьбы са шкоднікамі ў сельскай гаспадарцы. Хлор і яго злучэнні прымяняюцца для адбельвання ільняных тканін і тканін з бавоўны, паперы, абеззаражвання пітной вады. Праўда, прымяненне хлору для абеззаражвання вады далёка небяспечна, для гэтых мэт лепш падыходзіць азон.

Простыя рэчывы і злучэнні *брому* і *ёду* выкарыстоўваюцца ў фармацэўтычнай і хімічнай прамысловасці.

У злучэннях з іншымі элементамі галагены (акрамя фтору) праяўляюць ступені акіслення –1, +1, +3, +5, +7. Для фтору характэрна пастаянная ступень акіслення –1.

Акісляльныя ўласцівасці простых рэчываў галагенаў праяўляюцца пры іх узаемадзеянні з металамі, вадародам, іншымі неметаламі і растворамі солей галагенавадародных кіслот.

Растворы галагенавадародаў у вадзе з'яўляюцца кіслотамі. Якасным рэактывам на хларыд-, брамід- і ёдыд-іоны лічыцца нітрат серабра $AgNO_3$.

Пытанні і заданні

1. Запішыце формулы электронных канфігурацый атамаў галагенаў. У чым праяўляецца іх падабенства?

2. Састаўце формулы злучэнняў: бромавадароду, браміду алюмінію, фтарыду брому(I). Вызначце ступень акіслення атамаў брому ў кожным злучэнні.

3. У колькі разоў фтор і хлор цяжэйшыя за паветра? Адказ пацвердзіце разлікамі.

4. Састаўце формулы хларыдаў элементаў 3-га перыяду. Якія з гэтых хларыдаў з'яўляюцца солямі?

5. Запішыце ўраўненне дысацыяцыі хларыду магнію ў водным растворы. Разлічыце хімічную колькасць іонаў хлору, якія ўтвараюцца пры дысацыяцыі дадзенай солі хімічнай колькасцю 1 моль.

6. Фтарыд натрыю выкарыстоўваецца ў якасці антысептыка для засцярогі драўніны ад гніласных грыбкоў. Разлічыце масу фтарыду натрыю, атрыманага пры нейтралізацыі гідраксіду натрыю хімічнай колькасцю 5 моль плавікавай кіслатой.

7. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах наступных акісляльна-аднаўленчых рэакцый: а) $SiO_2 + F_2 \rightarrow SiF_4 + O_2$; б) $Fe + Br_2 \rightarrow FeBr_3$.

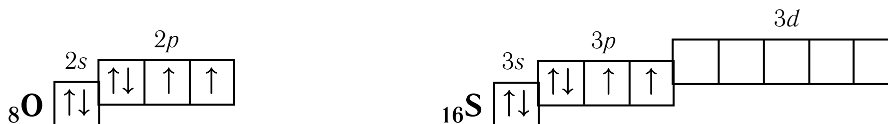
Для кожнай рэакцыі назавіце акісляльнік і адноўнік.

§ 38. Кісларод і сера

Кісларод O, сера S, селен Se, тэлур Te з'яўляюцца элементамі групы VIA перыядычнай сістэмы элементаў і маюць агульную назву **халькагены**. Да элементаў групы VIA таксама адносіцца радыеактыўны метал палоній Po.

Будова атамаў і ступені акіслення

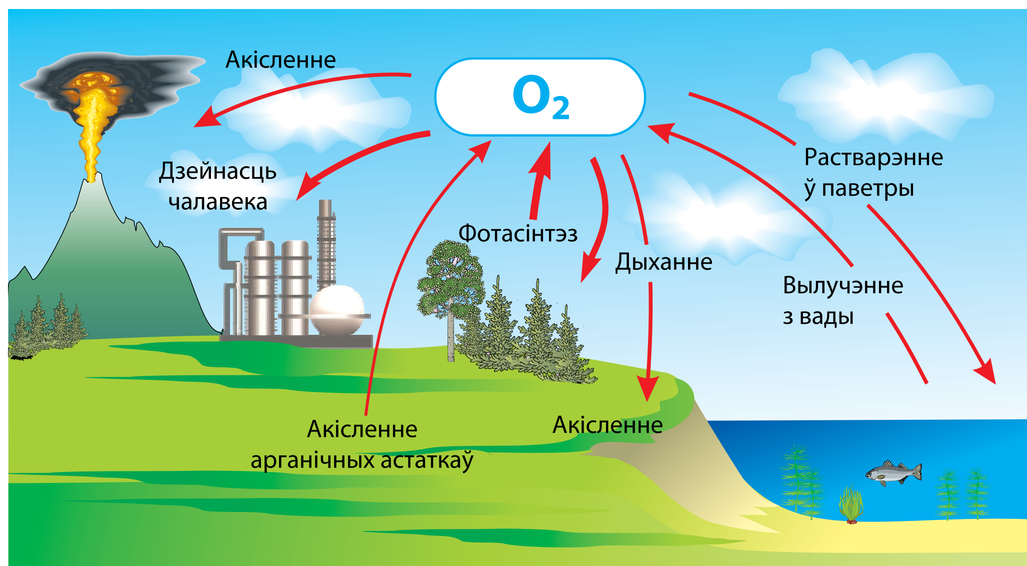
Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню атамаў элементаў групы VIA — ns^2np^4, напрыклад у кіслароду — $2s^22p^4$, у серы — $3s^23p^4$:



Да завяршэння знешняга энергетычнага ўзроўню атамам гэтых элементаў не хапае па два электроны, таму яны здольныя праяўляць у сваіх злучэннях ступень акіслення **−2**. Атамы серы, селена і тэлура ў сваіх злучэннях з больш электраадмоўнымі элементамі праяўляюць дадатныя ступені акіслення **+2**, **+4** і **+6**.

Распаўсюджанасць у прыродзе

Кісларод — самы распаўсюджаны элемент у зямной кары. Простае рэчыва кісларод з'яўляецца другім па колькасці (прыкладна 21 % па аб'ёме) і першым па значэнні для жыцця састаўной часткай атмасферы. Хімічны элемент кісларод уваходзіць у састаў вады, якая пакрывае 2/3 паверхні зямнога шара, шматлікіх мінералаў і руд, якія ўтвараюцца імі, многіх арганічных злучэнняў. Для жыцця на Зямлі важную ролю адыгрывае працэс пера-



Мал. 59. Кругаварот кіслароду ў прыродзе

тварэння і перамяшчэння кіслароду ў прыродзе, які паўтараецца і мае цыклічны характар — кругаварот кіслароду. Гэты працэс звязвае атмасферу з гідрасферай і літасферай (мал. 59).

Сера ў прыродзе сустракаецца ў самародным стане, а таксама ў выглядзе злучэнняў у складзе розных мінералаў. Напрыклад, пірыта FeS_2 (мал. 60).

Сера адносіцца да жыццёва важных хімічных элементаў. Яна ўваходзіць у састаў бялкоў, вітамінаў і гармонаў, якія прысутнічаюць у біялагічных тканках усіх раслін і жывёл.

Мал. 60. Мінерал пірыт

Простыя рэчывы. Кісларод

Вы ўжо ведаеце, што кісларод існуе ў выглядзе двух алатропных мадыфікацый — кіслароду O_2 і азону O_3. Алатрапія кіслароду абумоўлена розным лікам атамаў у малекулах рэчываў O_2 і O_3.

У табліцы 16 прыведзены фізічныя ўласцівасці кіслароду і азону.

Табліца 16. **Фізічныя ўласцівасці алатропных мадыфікацый кіслароду**

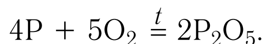
Рэчыва	Агрэгатны стан пры звычайных умовах	Колер	Пах	Тэмпература плаўлення, °C	Тэмпература кіпення, °C
Кісларод O_2	Газ	Бясколерны, у вадкім стане — блакітны	Без паху	−218,2	−182,8
Азон O_3	Газ	Бясколерны, у вадкім стане — сіні	Рэзкі, характэрны пах	−251	−112

Моцнае абагачэнне паветра азонам можа стаць небяспечным для здароўя: павелічэнне змяшчальнасці азону ў паветры вышэй за гранічна дапушчальную канцэнтрацыю, роўную 100 мкг/м^3, прыводзіць да з'яўлення галаўнога болю, раздражнення дыхальных шляхоў і вачэй, а затым да аслаблення сардэчнай дзейнасці. Крыніцамі азону з'яўляюцца працуючыя прыборы, у якіх адбываецца высакавольтны электрычны разрад — капіравальныя ўстаноўкі (ксераксы) і лазерныя прынтары, а таксама крыніцы ўльтрафіялетавага і рэнтгенаўскага выпраменьвання.

Простыя рэчывы кісларод і азон адрозніваюцца і па сваіх *хімічных уласцівасцях*. ***Кісларод*** непасрэдна ўзаемадзейнічае са шматлікімі ***простымі рэчывамі.*** Напрыклад, ён здольны акісляць металы, акрамя золата і плаціны, утвараючы аксіды:

$$2Cu + O_2 \overset{t}{=} 2CuO.$$

Узаемадзеянне кіслароду з неметаламі таксама прыводзіць да ўтварэння аксідаў:



$$4P + 5O_2 \overset{t}{=} 2P_2O_5.$$

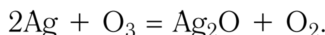
Важнейшым прыродным аксідам з'яўляецца *вада* H_2O. Гэта рэчыва можна разглядаць і як вадароднае злучэнне кіслароду. Пры звычайных умовах вада — вадкасць без смаку і паху, у тонкім слоі бясколерная.

Вада мае самую вялікую малярную цеплаёмістасць (колькасць цеплаты, якую трэба надаць 1 моль рэчыва для яго награвання на 1 °C) сярод вядомых рэчываў — 75,2 Дж/моль·К. Гэта абумоўлівае ролю вады ў прыродзе, дазваляючы згладжваць перапады тэмператур. Змяненне цеплаёмістасці вады з павышэннем тэмпературы з'яўляецца

анамальным: ад 0 да 37 °C яна зніжаецца, а ад 37 да 100 °C павышаецца. Такім чынам, цеплаёмістасць вады мінімальная пры 37 °C. Гэта тэмпература цела чалавека, і яна лічыцца найбольш спрыяльнай для біяхімічных рэакцый у жывым арганізме.

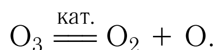
На аснове фізічных уласцівасцей вады пабудавана тэмпературная шкала Цэльсію: тэмпература плаўлення (замярзання) вады прынята за 0 °C, а тэмпература кіпення вады — за 100 °C.

Азон з'яўляецца больш моцным акісляльнікам, чым кісларод. Многія малаактыўныя металы, напрыклад серабро, ртуць, ён акісляе ўжо пры звычайных умовах:



$$2Ag + O_3 = Ag_2O + O_2.$$

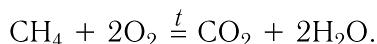
Пад уплывам каталізатараў (імі могуць быць розныя рэчывы) азон лёгка раскладаецца з вылучэннем атамарнага кіслароду — больш моцнага акісляльніку, чым малекулярны кісларод:



$$O_3 \xlongequal{\text{кат.}} O_2 + O.$$

Кісларод і азон здольныя акісляць і ***складаныя рэчывы***. Арганічныя рэчывы, акісляючыся, ператвараюцца ў вуглякіслы газ, ваду, іншыя арганічныя злучэнні.

У большасці рэакцый акіслення з удзелам ***кіслароду*** вылучаецца цеплата і выпраменьваецца свет. Як вы памятаеце, такія рэакцыі называюцца *гарэннем*. Напрыклад, пры гарэнні метану на паветры ўтвараюцца аксід вугляроду(IV) і вада:



$$CH_4 + 2O_2 \overset{t}{=} CO_2 + 2H_2O.$$

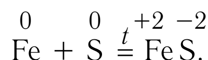
Сера. Пры звычайных умовах сера — крохкае крышталічнае рэчыва жоўтага колеру (гл. мал. 52). Цвёрдая сера не намочваецца вадой, у выніку чаго дробна размолатая сера не тоне, а плавае на паверхні вады.

Простае рэчыва сера існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый. Яны адрозніваюцца паміж сабой саставам, будовай малекул і спосабам іх размяшчэння у крышталях. У крышталях і ў няводных растворах сера часцей за ўсё складаецца з цыклічных малекул з аднолькавай формулай S_8.

Найбольш устойлівымі лічацца тры алатропныя мадыфікацыі серы: рамбічная, манаклінная і пластычная. ***Рамбічная*** і ***манаклінная*** мадыфікацыі пабудаваны з цыклічных малекул S_8, але адрозніваюцца спосабам упакоўцы гэтых малекул. Калі серу расплавіць і хутка ахаладзіць, то ўтвараецца сера ***пластычная***, малекулы якой складаюцца з палімерных ланцугоў, што змяшчаюць у залежнасці ад тэмпературы ад тысячы да мільёна атамаў. На сёння атрыманы цыклічныя малекулы серы, якія змяшчаюць у ланцугу да 20 атамаў.

Алатропныя мадыфікацыі серы ва ўраўненнях хімічных рэакцый для спрашчэння абазначаюць сімвалам **S.**

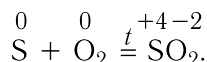
Хімічныя ўласцівасці серы. Акісляльныя ўласцівасці серы праяўляюцца пры яе ўзаемадзеянні з *металамі*, акрамя золата і плаціны, напрыклад:



$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} \overset{t}{=} \overset{+2}{Fe}\overset{-2}{S}.$$

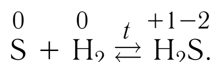
Некаторыя рэчывы, напрыклад сульфід цынку ZnS, пад уздзеяннем розных відаў выпраменьванняў здольныя вылучаць бачны свет. Гэта з'ява называецца **люмінесцэнцыяй.** Люмінесцэнтныя пакрыцці наносяць на дарожныя знакі, на папяровыя банкноты і інш. Пры асвятленні такіх пакрыццяў ультрафіялетавым або бачным светам яны пачынаюць свяціцца.

Сера ўзаемадзейнічае і з *неметаламі*, напрыклад гарыць у кіслародзе:



$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} \overset{t}{=} \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}.$$

Пры ўзаемадзеянні серы з вадародам пры высокай тэмпературы ўтвараецца серавадарод:



$$\overset{0}{S} + \overset{0}{H_2} \overset{t}{\rightleftarrows} \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}.$$

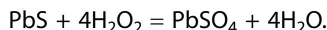
Серавадарод — бясколерны газ с рэзкім пахам тухлых яек. Лепш казаць, што тухлыя яйкі пахнуць серавадародам, паколькі ён заўсёды ўтвараецца пры гніенні бялкоў, якія змяшчаюць атамы серы. Серавадарод вельмі атрутны газ. Небяспечнасць яго ў тым, што серавадарод здольны накаплівацца ў арганізме, прытупляя нюх. Таму працяглае ўдыханне нават самых малых яго колькасцей можа прывесці да цяжкага атручвання. Але ў невялікіх колькасцях серавадарод мае лячэбнае значэнне, ён змяшчаецца ў водах некаторых лекавых мінеральных крыніц.

Серавадарод раствараецца ў вадзе, яго водны раствор называецца *серавадароднай кіслатой*. Гэта кіслата з'яўляецца слабай, яе дысацыяцыя адбываецца ступеньчата:

$$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-; \qquad HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}.$$

Як двухасноўная, серавадародная кіслата ўтварае два рады солей: *сульфіды*, напрыклад сульфід калію K_2S, і *гідрасульфіды*, напрыклад гідрасульфід калію KHS. Большасць сульфідаў (за выключэннем сульфідаў шчолачных, шчолачназямельных металаў і сульфіду амонію) не раствараюцца ў вадзе. Многія сульфіды маюць афарбоўку: CuS, NiS і PbS — чорнага колеру, CdS — жоўтага, MnS — ружовага. Па ўтварэнні афарбаваных сульфідаў у растворах можна знайсці катыёны названых металаў.

Пачарненне паверхні старых карцін, напісаных алейнымі фарбамі, у састаў якіх уваходзяць свінцовыя бялілы ($PbCO_3$), звязана з утварэннем чорнага сульфіду свінцу(II) з-за наяўнасці серавадароду ў атмасферы. Калі апрацаваць пачарнеўшую паверхню пераксідам вадароду, то адбываецца рэакцыя ўтварэння сульфату свінцу(II) белага колеру:



$$PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O.$$

Такім чынам рэстаўрыруюць пачарнеўшыя карціны, напісаныя алейнымі фарбамі.

Прымяненне кіслароду і серы

Галіны прымянення *кіслароду* прадстаўлены на малюнкі 61.

Здольнасць *азону* разлагацца з утварэннем атамарнага кіслароду дазваляе выкарыстоўваць яго для абеззаражвання пітной вады і абясшкоджвання прамысловых сцёкавых вод; як дэзынфіцыруючы сродак у медыцыне. Прымяняецца азон і ў якасці адбельваючага сродку.

Серу выкарыстоўваюць для вытворчасці сернай кіслаты, вырабу запалак, бенгальскіх агнёў, для барацьбы са шкоднікамі ў сельскай гаспадарцы, а таксама для лячэння некаторых хвароб. Сера знаходзіць прымяненне ў вытворчасці гумы, фарбавальнікаў і пігментаў, штучных валокнаў, люмінафораў і інш.

Мал. 61. Прымяненне кіслароду

Для кіслароду ў злучэннях з іншымі элементамі найбольш характэрна ступень акіслення –2, атамы серы, селену і тэлуру праяўляюць ступені акіслення –2, +2, +4 і +6.

Акісляльныя ўласцівасці кіслароду і серы праяўляюцца ў іх рэакцыях з металамі, вадародам і некаторымі іншымі неметаламі.

Пытанні і заданні

1. Састаўце формулы злучэнняў кіслароду з каліем, кальцыем і алюмініем. Назавіце ступені акіслення кожнага элемента і назавіце злучэнні.

2. Разлічыце масавую долю серы ў сульфідзе алюмінію.

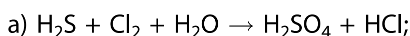
3. Назва «кісларод» — *oxygenium* азначае «што нараджае кіслоты». Запішыце хімічныя формулы вядомых вам кіслот, у састаў якіх уваходзіць гэты элемент. Назавіце кіслоты.

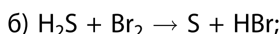
4. Якія алатропныя мадыфікацыі кіслароду і серы вы ведаеце? Чым яны адрозніваюцца паміж сабою?

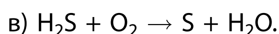
5. Кісларод, які паглынаецца чалавекам, злучаецца з гемаглабінам крыві. Вядома, што гемаглабін масай 1 г далучае кісларод аб'ёмам (н. у.) 1,35 $см^3$. Змяшчальнасць гемаглабіну ў крыві здаровага чалавека складае 140 г/$дм^3$. Агульны аб'ём крыві — 6 $дм^3$. Разлічыце, якая хімічная колькасць кіслароду можа аказацца ў крыві чалавека.

6. Вызначце масавую долю серавадароднай кіслаты ў растворы, які атрымаўся пры растварэнні серавадароду аб'ёмам (н. у.) 8,96 $дм^3$ у вадзе масай 500 г.

7. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах наступных акісляльна-аднаўленчых рэакцый:


а) $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$;


б) $H_2S + Br_2 \rightarrow S + HBr$;


в) $H_2S + O_2 \rightarrow S + H_2O$.

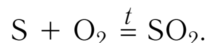
У кожнай рэакцыі назавіце акісляльнік і адноўнік.

§ 39. Кіслародзмяшчальныя злучэнні серы

У злучэннях з кіслародам сера праяўляе ступені акіслення **+4** і **+6**.

Аксід серы(IV). Сярністая кіслата

Аксід серы(IV) — SO_2 (сярністы газ) — уяўляе сабой бясколерны газ з рэзкім характэрным пахам, які атрымліваецца пры гарэнні серы:



$$S + O_2 \overset{t}{=} SO_2.$$

Адно з самых даўніх прымяненняў серы звязана з акурваннем запаленай серай жылля, паколькі, як пісаў старажытны гісторык Пліній-Старшы ў I стагоддзі да н. э., «пахі гарэння серы могуць засцерагаць ад усякіх чараўніцтваў і прагнаць усякую нячыстую сілу». Дэзынфіцыруючыя і бактэрыцыдныя ўласцівасці аксіду серы(IV) выкарыстоўваюцца і сёння. Сярністы газ прымяняюць для апрацоўкі сховішчаў гародніны, пладоў і фруктаў для таго, каб папярэдзіць іх загніванне.

Раствор сярністага газу ў вадзе (да 40 аб'ёмаў SO_2 на 1 аб'ём вады) — няўстойлівая, двухасноўная **сярністая кіслата**, якая існуе толькі ў растворы:

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3.$$

Сярністая кіслата з'яўляецца слабай кіслатой, у водных растворах яна дысацыіруе ступеньчата з утварэннем гідрасульфіт- і сульфіт-іонаў:

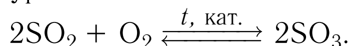
$$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-, \qquad HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}.$$

Сярністая кіслата праяўляе хімічныя ўласцівасці, агульныя для кіслот: узаемадзейнічае з асноўнымі аксідамі, асновамі, уступае ў рэакцыі абмену з солямі іншых кіслот, у прыватнасці, выцясняе з солей больш слабую вугальную кіслату:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_3 = Na_2SO_3 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Аксід серы(VI)

Аксід серы(VI) атрымліваюць, акісляючы аксід серы(IV) у прысутнасці каталізатара пры тэмпературы каля 500 °C:



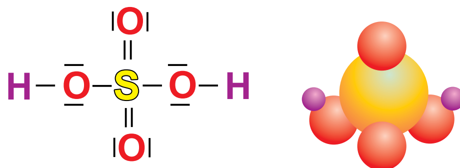
$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{t,\ \text{кат.}} 2SO_3.$$

Пры звычайных умовах аксід серы(VI) SO_3 — бясколерная едкая вадкасць, якая пры тэмпературы ніжэй за 17 °C ператвараецца ў белае крышталічнае рэчыва. Гэта тыповы кіслотны аксід, які ўзаемадзейнічае з вадой, утвараючы моцную *серную кіслату*:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Серная кіслата

Графічная формула і мадэль малекулы сернай кіслаты прыведзены на малюнку 62.



Мал. 62. Графічная формула і мадэль малекулы сернай кіслаты

У разбаўленых растворах серная кіслата з’яўляецца моцным электралітам, і яе дысацыяцыю выражаюць наступным чынам:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}.$$

Фізічныя ўласцівасці сернай кіслаты

Серная кіслата — цяжкая (шчыльнасць 1,83 г/см^3), бясколерная масляністая вадкасць без паху. Яна змешваецца з вадой у любых суадносінах.

Працэс растварэння H_2SO_4 хімічнай колькасцю 1 моль суправаджаецца вылучэннем 92 кДж цеплаты, што параўнальна з велічынямі цеплавых эфектаў хімічных рэакцый. Вылучэнне вялікай колькасці цеплаты пры ўзаемадзеянні сернай кіслаты з вадой сведчыць аб утварэнні трывалых злучэнняў паміж гэтымі двума рэчывамі — ***гідратаў*** тыпу $H_2SO_4 \cdot nH_2O$. Напрыклад, $H_2SO_4 \cdot H_2O$; $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$; $H_2SO_4 \cdot 3H_2O$ і г. д. Здольнасць сернай кіслаты ўтвараць гідраты дазваляе выкарыстоўваць яе як моцны водаадымальны агент, напрыклад для асушэння газаў.

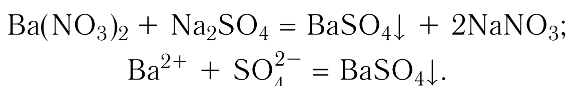
Разаграванне сумесі пры растварэнні сернай кіслаты ў вадзе можа суправаджацца яе распырскваннем. Памятайце, што **нельга прыліваць ваду да кіслаты, трэба пры бесперапынным перамешванні раствору ўліваць кіслату ў ваду**.

Хімічныя ўласцівасці сернай кіслаты. Сульфаты

Сульфаты. Разбаўленая серная кіслата праяўляе ўсе характэрныя для кіслот уласцівасці: узаемадзейнічае з металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці да вадароду; з асноўнымі і амфатэрнымі аксідамі, з асновамі і солямі. Пры гэтым утвараюцца солі: сярэднія — *сульфаты*, напрыклад K_2SO_4, і кіслыя — *гідрасульфаты*, напрыклад $KHSO_4$.

Большасць сульфатаў і гідрасульфатаў добра раствараюцца ў вадзе, многія з іх утвараюць *крышталегідраты*. Некаторыя крышталегідраты солей сернай кіслаты называюцца *купарвасамі*: медны купарвас $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, жалезны купарвас $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ і інш.

Для якаснага выяўлення сернай кіслаты і яе солей у водных растворах выкарыстоўваюць растваральныя солі барыю:



$$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaNO_3;$$
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

У выніку рэакцыі ўтвараецца белы асадак сульфату барыю.

Лабараторны дослед 6

Даследаванне хімічных уласцівасцей разбаўленага раствору сернай кіслаты

У выдадзеныя вам пяць прабірак змясціце: метал (цынк або іншы метал па выбары настаўніка), асноўны аксід, раствор гідраксіду натрыю, раствор карбанату натрыю, раствор хларыду барыю. У раствор гідраксіду натрыю прыліце некалькі кропель фенолфталеіну і вызначце змяненне яго афарбоўкі. У кожную з прабірак прыліце па 1—2 $см^3$ разбаўленай сернай кіслаты. (*Увага!* Калі рэакцыя з асноўным аксідам адбываецца павольна, паскорце яе праходжанне награваннем на полымі спіртоўкі.)

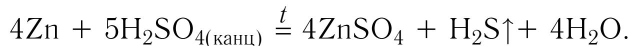
Што вы назіраеце? Якія прыкметы сведчаць аб тым, што адбываецца хімічная рэакцыя? Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе. Якая з праведзеных вамі рэакцый з'яўляецца акісляльна-аднаўленчай? Зрабіце вывад аб хімічных уласцівасцях разбаўленай сернай кіслаты.

Канцэнтраваная серная кіслата з'яўляецца больш моцным акісляльнікам, чым разбаўленая. Пры ўзаемадзеянні канцэнтраванай сернай кіслаты *з металамі* ***вадарод не вылучаецца***.

З металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці пасля вадароду (акрамя золата і плаціны), рэакцыя праходзіць з утварэннем аксіду серы(IV) SO_2:

$$Cu + 2H_2SO_{4(канц)} \overset{t}{=} CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

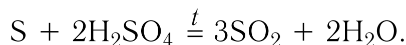
У рэакцыі з металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці да вадароду, канцэнтраваная серная кіслата можа аднаўляцца да аксіду серы(IV) SO_2, серы S або серавадароду H_2S у залежнасці ад актыўнасці металу і ўмоў праходжання рэакцыі. Напрыклад:



$$4Zn + 5H_2SO_{4(канц)} \overset{t}{=} 4ZnSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O.$$

Нагадаем, што жалеза, алюміній і некаторыя іншыя металы пры звычайных умовах пасівіруюцца канцэнтраванай сернай кіслатой.

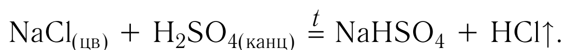
Канцэнтраваная серная кіслата здольная ўзаемадзейнічаць з простымі рэчывамі *неметаламі*, напрыклад з серай:



$$S + 2H_2SO_4 \overset{t}{=} 3SO_2 + 2H_2O.$$

Акісляючы многія складаныя арганічныя злучэнні, серная кіслата абвуглівае паперу, тканіну, драўніну, адзенне і скуру. Таму абыходзіцца з канцэнтраванай сернай кіслатой трэба асцярожна.

Канцэнтраваная серная кіслата здольная выціскаць іншыя, больш лятучыя кіслоты з іх солей. Напрыклад:



$$NaCl_{(цв)} + H_2SO_{4(канц)} \xrightarrow{t} NaHSO_4 + HCl\uparrow.$$

У Рэспубліцы Беларусь серная кіслата выпрацоўваецца на ААТ «Гомельскі хімічны завод», ААТ «Гродна Азот».

Галіны прымянення сернай кіслаты

Яны прадстаўлены на малюнку 63.

Мал. 63. Прымяненне сернай кіслаты

Серная кіслата H_2SO_4 — цяжкая, бясколерная масляністая вадкасць без паху.

Разбаўленая серная кіслата ўзаемадзейнічае з металамі, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці да вадароду; з аксідамі металаў; з асновамі; з солямі.

Пры ўзаемадзеянні канцэнтраванай сернай кіслаты з металамі вадарод не вылучаецца.

Для якаснага выяўлення ў водных растворах сернай кіслаты і яе солей выкарыстоўваюць растваральныя солі барыю.

Пытанні і заданні

1. Запішыце формулы вядомых вам аксідаў і кіслародзмяшчальных кіслот серы. Назавіце ў іх ступені акіслення атамаў серы.

2. Вызначце масу серы, якая згарэла ў кіслародзе, калі пры гэтым вылучылася 29,69 кДж цеплаты. Якая хімічная колькасць рэчыва аксіду серы(VI) пры гэтым утварылася? Цеплавы эфект рэакцыі гарэння серы састаўляе 296,9 кДж/моль.

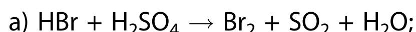
3. Карыстаючыся табліцай растваральнасці солей, кіслот і асноў у вадзе, састаўце 2 ураўненні рэакцый разбаўленай сернай кіслаты з солямі. Запішыце ўраўненні ў малекулярным і іонным выглядзе.

4. Разлічыце масу і хімічную колькасць сульфату барыю, які ўтвараецца пры дзеянні разбаўленай сернай кіслатой на раствор нітрату барыю масай 200 г, масавая доля $Ba(NO_3)_2$ у якім роўна 10 %.

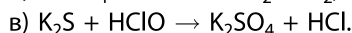
5. Выпішыце з тэксту параграфа ўраўненні рэакцый, якія характарызуюць хімічныя ўласцівасці канцэнтраванай сернай кіслаты. Вызначце ступені акіслення серы ў яе злучэннях. У кожнай рэакцыі назавіце акісляльнік і аднаўнік.

6. Які аб'ём канцэнтраванага раствору сернай кіслаты (ρ = 1,83 г/см^3) з масавай доляй 98 % неабходны для растварэння медзі масай 6,4 г?

7. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах ураўненняў наступных акісляльна-аднаўленчых рэакцый:


а) $HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$;

б) $CaSO_4 \rightarrow CaO + SO_2 + O_2$;


в) $K_2S + HClO \rightarrow K_2SO_4 + HCl$.

У кожнай рэакцыі назавіце акісляльнік і аднаўнік.

§ 40. Паняцце аб выхадзе прадукту хімічнай рэакцыі

Хімічныя ўраўненні, састаўленыя на падставе закону захавання масы рэчываў, дазваляюць праводзіць разлікі, у тым ліку вылічваць масу, аб'ём або хімічную колькасць прадукту рэакцыі. На практыцы многія рэакцыі адбываюцца абарачальна, частка рэчыва страчваецца ў выніку выпарэння, растварэння або ўтварэння пабочных прадуктаў. Таму прадукт рэакцыі заўсёды ўтвараецца менш, чым павінна было б атрымацца ў адпаведнасці з разлікам па ўраўненні рэакцыі. Такім чынам, калі прыняць тэарэтычна разлічаныя па ўраўненні рэакцыі масу, аб'ём або хімічную колькасць прадукту за 100 %, то ў рэальным працэсе *выхад прадукту* заўсёды будзе менш за 100 %.

Абазначаецца выхад прадукту рэакцыі літарай грэчаскага алфавіта η (*эта*) і выражаецца ў долях адзінкі або працэнтах.

Выхад прадукту хімічнай рэакцыі — гэта велічыня, роўная адносіне масы (аб'ёма, хімічнай колькасці) фактычна атрыманага прадукту да масы (аб'ёму, хімічнай колькасці), разлічанай па ўраўненні рэакцыі:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{тэар}}} \cdot 100\ \%; \quad \eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{тэар}}} \cdot 100\ \%; \quad \eta = \frac{n_{\text{практ}}}{n_{\text{тэар}}} \cdot 100\ \%.$$

Ва ўсіх гэтых выпадках будзе знойдзена адно і тое ж значэнне выхаду прадукту хімічнай рэакцыі. Напрыклад, калі вядома, што для рэакцыі акіслення аксіду серы(IV) да аксіду серы(VI)

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

выхад складае 80 % (або 0,8), то гэта азначае, што з аксіду серы(IV) масай 64 г (аб'ёмам 22,4 $дм^3$, хімічнай колькасцю 1 моль) мы атрымаем аксід серы(VI) масай не 80 г (аб'ёмам 22,4 $дм^3$, хімічнай колькасцю 1 моль), а масай 80 г · 0,8 = 64 г (аб'ёмам 17,9 $дм^3$, хімічнай колькасцю 0,8 моль).

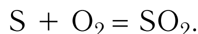
На аснове выхаду прадукту ў рэальным вытворчым працэсе робіцца вывад аб паўнаце ператварэння сыравіны, затратах энергіі, аб неабходнасці ўвядзення дадатковых аперацый і інш.

Разгледзім некалькі прыкладаў разлікаў з выкарыстаннем паняцця «выхад прадукту рэакцыі».

Прыклад 1. У выніку спальвання серы масай 48 г быў атрыманы аксід серы(IV) аб'ёмам (н. у.) 28,6 $дм^3$. Вызначце выхад прадукту рэакцыі.

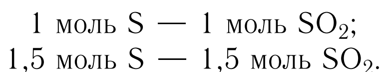
Дадзена:	*Рашэнне:*
$m(S) = 48$ г $V_{\text{практ}}(SO_2) = 28{,}6$ $дм^3$	**1.** Вызначым хімічную колькасць серы, якая ўступіла ў рэакцыю:
$\eta(SO_2) = ?$	$$n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{48\ \text{г}}{32\ \text{г/моль}} = 1{,}5\ \text{моль}.$$

2. Саставім ураўненне рэакцыі атрымання аксіду серы(IV):



$$S + O_2 = SO_2.$$

3. Знойдзем тэарэтычную колькасць аксіду серы(IV):



1 моль S — 1 моль SO_2;
1,5 моль S — 1,5 моль SO_2.

4. Знойдзем тэарэтычны аб'ём аксіду серы(IV):

$$V_{тэар}(SO_2) = n_{тэар}(SO_2) \cdot V_m = 1{,}5 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ моль/дм}^3 = 33{,}6 \text{ дм}^3.$$

5. Разлічым выхад прадукту рэакцыі:

$$\eta = \frac{V_{практ}(SO_2)}{V_{тэар}(SO_2)} = \frac{28{,}6 \text{ дм}^3}{33{,}6 \text{ дм}^3} = 0{,}85, \text{ або } 85~\%.$$

Адказ: выхад прадукту рэакцыі роўны 85 %.

Прыклад 2. Вызначце масу пірыту FeS_2, які трэба падвергнуць абпальванню для таго, каб атрымаць аксід серы(IV) аб'ёмам (н. у.) 8,96 дм^3, калі выхад прадукту рэакцыі складае 90 %.

Дадзена:
$V(SO_2) = 8{,}96$ дм^3
$\eta(SO_2) = 90~\%$

$m(FeS_2) = ?$

Рашэнне:

1. Вызначым тэарэтычны аб'ём аксіду серы(IV):

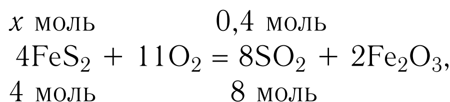
$$\eta = \frac{V_{практ}}{V_{тэар}}, \text{ адкуль } V_{тэар} = \frac{V_{практ}}{\eta};$$

$$V_{тэар}(SO_2) = \frac{V_{практ}(SO_2)}{\eta} = \frac{8{,}96 \text{ дм}^3}{0{,}9} \approx 9{,}56 \text{ дм}^3.$$

2. Знойдзем тэарэтычную хімічную колькасць аксіду серы(IV):

$$n_{тэар}(SO_2) = \frac{V_{тэар}(SO_2)}{V_m} = \frac{9{,}56 \text{ дм}^3}{22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0{,}4 \text{ моль}.$$

3. Саставім ураўненне рэакцыі атрымання аксіду серы(IV) і разлічым хімічную колькасць пірыту, які неабходна падвергнуць абпальванню:



$$\overset{x \text{ моль}}{\underset{4 \text{ моль}}{4FeS_2}} + 11O_2 = \overset{0{,}4 \text{ моль}}{\underset{8 \text{ моль}}{8SO_2}} + 2Fe_2O_3,$$

$x = 0{,}2$ моль.

4. Вызначым масу пірыту, які неабходна падвергнуць абпальванню:

$$m(FeS_2) = 0{,}2 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}.$$

Адказ: для атрымання аксіду серы(IV) спатрэбіцца пірыт масай 24 г.

Выхад прадукту хімічнай рэакцыі — гэта велічыня, роўная адносіне масы (аб'ёма, хімічнай колькасці) фактычна атрыманага прадукту да масы (аб'ёму, хімічнай колькасці), разлічанай па ўраўненні рэакцыі. Выражаецца ў долях адзінкі або працэнтах.

Пытанні і заданні

1. Чаму практычны выхад прадукту рэакцыі звычайна меншы, чым разлічаны тэарэтычна па ўраўненні рэакцыі?

2. Пры рэакцыі серы з вадародам хімічнай колькасцю 1 моль утварыўся серавадарод хімічнай колькасцю 0,85 моль. Вызначце выхад прадукту рэакцыі.

3. У выніку ўзаемадзеяння хларыду барыю масай 200 г з сернай кіслатой выпаў асадак сульфату барыю масай 100 г. Разлічыце выхад прадукту рэакцыі.

4. Вызначце аб'ём (н. у.) і хімічную колькасць аксіду серы(IV), які ўтварыўся пры згаранні серы масай 64 г, калі выхад прадукту рэакцыі роўны 75 %.

5. Вылічыце масу спаленай серы, калі ў выніку быў атрыманы аксід серы(IV) аб'ёмам (н. у.) 89,6 дм^3, што складае 80 % ад тэарэтычна магчымага.

6. Вядома, што выхад аксіду серы(VI), атрыманага пры акісленні аксіду серы(IV), роўны 85 %. Вызначце масу, аб'ём (н. у.) і хімічную колькасць аксіду серы(IV), які ўступіў у рэакцыю, калі быў атрыманы аксід серы(VI) аб'ёмам (н. у.) 2,24 дм^3.

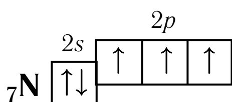
7. Вызначце масавую долю солі ў растворы, атрыманым пры растварэнні медзі масай 3,2 г у сернай кіслаце масай 192 г, калі выхад прадукту рэакцыі складае 85 %.

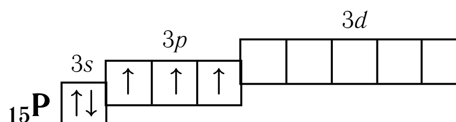
§ 41. Азот і фосфар

Азот N і *фосфар* P размешчаны ў групе VA перыядычнай сістэмы. Да гэтай жа групы перыядычнай сістэмы адносяцца *мыш'як* As, *сурма* Sb і *вісмут* Bi. Азот і фосфар з'яўляюцца неметаламі, мыш'як і сурму адносяць да паўметалаў, а вісмут належыць да металаў.

Будова атамаў і ступені акіслення

У атамаў элементаў групы VA на знешнім энергетычным узроўні знаходзіцца па 5 электронаў, электронная канфігурацыя іх знешняга энергетычнага ўзроўню ns^2np^3, напрыклад: азоту — $2s^22p^3$, фосфару — $3s^23p^3$.



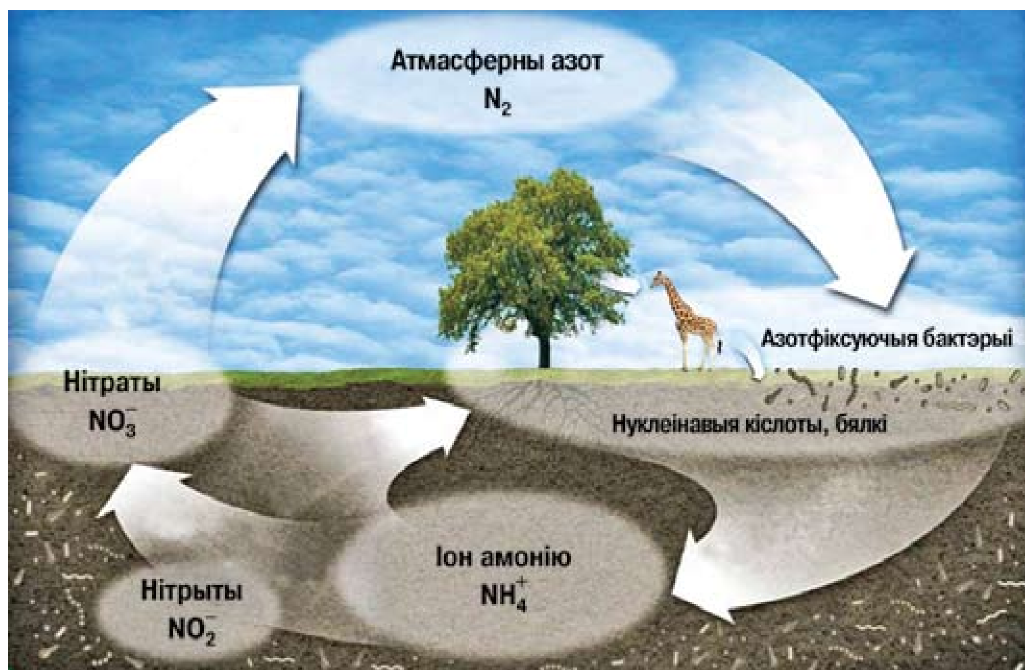


У хімічных злучэннях атамы азоту і фосфару могуць праяўляць ступені акіслення ад **−3** да **+5**. Атамы фосфару ў параўнанні з атамамі азоту маюць большы радыус і меншае значэнне электраадмоўнасці. Фосфар часцей праяўляе ў злучэннях ступень акіслення **+5**.

Распаўсюджанасць у прыродзе

Азот. Зямная атмасфера служыць асноўнай крыніцай гэтага важнейшага элемента, паколькі аб'ёмная доля простага рэчыва азоту ў паветры складае 78 %. У прыродзе азот сустракаецца таксама ў радовішчах салетр — солей азотнай кіслаты ($NaNO_3$ — чылійская, або натрыевая, салетра; KNO_3 — калійная салетра). Азот уваходзіць у састаў бялкоў, ён неабходны для росту раслін, развіцця жывёл. Кругаварот азоту ў прыродзе (мал. 64) — важнейшае звяно ў жыццядзейнасці нашай планеты.

Фосфар у прыродзе сустракаецца толькі ў выглядзе злучэнняў. Важнейшымі прыроднымі злучэннямі фосфару з'яўляюцца мінералы фасфарыты і апатыты, якія змяшчаюць фасфат кальцыю $Ca_3(PO_4)_2$.



Мал. 64. Кругаварот азоту ў прыродзе

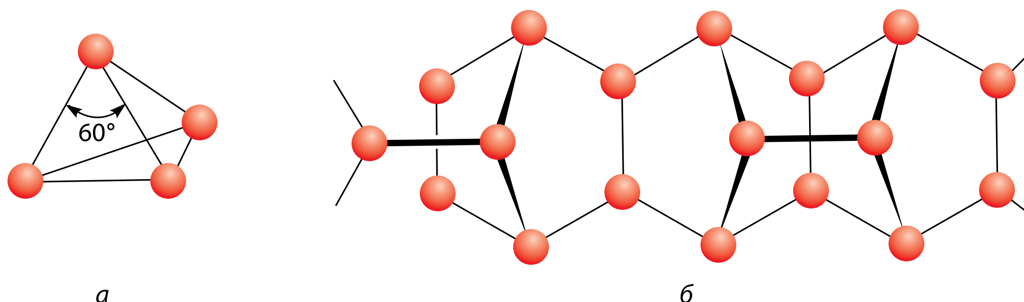
Злучэнні, якія змяшчаюць фосфар, з’яўляюцца пастаяннай састаўной часткай тканак арганізмаў чалавека, жывёл і раслін. Асабліва многа фосфару змяшчаюць косці і зубы. Пасля адмірання раслінных і жывёльных арганізмаў фосфар, які змяшчаецца ў іх, зноў пераходзіць у глебу. Так ажыццяўляецца *кругаварот фосфару* ў прыродзе.

Частка фосфару ў арганізме чалавека размеркавана ў мышачнай, нервовай і мазгавой тканках. У выглядзе вытворнага фосфарная кіслата ўваходзіць у састаў нуклеінавых кіслот — ДНК і РНК, якія ажыццяўляюць перадачу спадчынных уласцівасцей арганізма. З фосфару, які паступае ў арганізм чалавека з ежай, галоўным чынам з яйкамі, мясам, малаком і хлебам, будуецца АТФ — адэназінтрыфосфарная кіслата.

Простыя рэчывы

Простае рэчыва **азот** складаецца з двухатамных малекул N_2. У малекуле N_2 атамы азоту звязаны паміж сабой трайной кавалентнай непалярнай сувяззю (адна σ-сувязь і дзве π-сувязі). Энергія трайной сувязі вялікая і складае 946 кДж/моль. Такое вялікае яе значэнне сведчыць аб высокай трываласці малекулы. Таму разрыў сувязей і ўтварэнне атамаў з малекул азоту ажыццяўляюцца толькі пры тэмпературы вышэйшай за 3000 °C. Высокая трываласць сувязі ў малекулах азоту абумоўлівае яго хімічную інертнасць.

Хімічны элемент ***фосфар*** утварае некалькі алатропных мадыфікацый, якія адрозніваюцца паміж сабой па будове, фізічных уласцівасцях і хімічнай актыўнасці. ***Белы фосфар*** складаецца з малекул P_4, якія маюць форму піраміды (мал. 65, *а*). Малекулярная будова гэтага рэчыва абумоўлівае яго легкаплаўкасць і лятучасць. Пры награванні пад ціскам белы фосфар пераходзіць у ***чорны***, які па сваіх фізічных уласцівасцях падобны на метал: ён праводзіць электрычны ток і блішчыць.



Мал. 65. Будова белага (*а*) і чырвонага (*б*) фосфару

Простае рэчыва ***чырвоны фосфар*** мае палімерную структуру, у якой кожны атам звязаны з трыма іншымі атамамі кавалентнымі сувязямі (мал. 65, *б*).

Алатропныя мадыфікацыі фосфару ва ўраўненнях хімічных рэакцый абазначаюць сімвалам **P**.

Фізічныя ўласцівасці азоту і фосфару прыведзены ў табліцы 17. Азот дрэнна раствараецца ў вадзе.

Табліца 17. **Фізічныя ўласцівасці азоту і фосфару**

Рэчыва	Агрэгатны стан пры звычайных умовах	Колер	Пах	Тэмпература плаўлення, °C	Тэмпература кіпення, °C
Азот N_2	Газ	Бясколерны	Без паху	−210	−196
Фосфар белы P_4	Цвёрдае рэчыва	Белы, у цемнаце на паветры свеціцца зеленавата-жоўтым колерам	Часночны	44	281
Фосфар чырвоны P	Цвёрдае рэчыва	Чырвона-буры да фіялетавага	Без паху	590	Вазганяецца каля 400
Фосфар чорны P	Цвёрдае рэчыва	Чорна-фіялетавы з металічным бляскам	Без паху	—	—

Хімічныя ўласцівасці простых рэчываў азоту і фосфару таксама істотна адрозніваюцца. Успомнім, як яны рэагуюць ***з простымі рэчывамі*** — вадародам, кіслародам і металамі (табл. 18). Пры ўзаемадзеянні з кіслародам азот і фосфар праяўляюць ***аднаўленчыя ўласцівасці***, а ў рэакцыях з металамі і вадародам — ***акісляльныя***.

Усе прыведзеныя ў табліцы рэакцыі ажыццяўляюцца як з белым, так і з чырвоным фосфарам, але ў выпадку з белым фосфарам яны праходзяць больш энергічна.

Табліца 18. **Хімічныя ўласцівасці азоту і фосфару**

Рэчыва	Узаемадзенне з кіслародам	Узаемадзеянне з вадародам	Узаемадзеянне з металамі
Азот	Утварае аксід азоту(II) пры тэмпературы каля 3000 °C: $N_2 + O_2 \overset{t}{=} 2NO$	Пры награванні пад ціскам у прысутнасці каталізатара ўтвараецца аміяк: $N_2 + 3H_2 \underset{}{\overset{t,\ p,\ \text{кат.}}{\rightleftharpoons}} 2NH_3$	Пры награванні ўтвараюцца нітрыды: $3\ Mg + N_2 \overset{t}{=} Mg_3N_2$
Фосфар	Гарыць у кіслародзе: $4P + 3O_2 = 2P_2O_3$; $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$	Не ўзаемадзейнічае	Пры награванні ўтвараюцца фасфіды: $3\ Mg + 2P \overset{t}{=} Mg_3P_2$

З'яўленне блукаючых агнёў на старых могілках і балотах выклікана ўзгараннем на паветры фасфіну PH_3 і іншых злучэнняў фосфару з вадародам. Гэтыя газападобныя рэчывы ўтвараюцца пры раскладанні арганічных злучэнняў, якія змяшчаюць фосфар. На паветры прадукты злучэння фосфару з вадародам самазагараюцца з утварэннем полымя, якое свеціцца, і кропелек фосфарнай кіслаты — прадукта ўзаемадзеяння аксіду фосфару(V) з вадой. Гэтыя кропелькі ствараюць размыты контур «прывіду».

Прымяненне простых рэчываў

Асноўная галіна прымянення **азоту** — вытворчасць аміяку. Азот прымяняюць таксама для стварэння інертнага асяроддзя пры захоўванні каштоўных твораў жывапісу і рукапісаў.

Чырвоны ***фосфар*** выкарыстоўваецца ў вытворчасці запалак. Акрамя таго, фосфар патрабуецца для атрымання злучэнняў, якія з'яўляюцца зыходнымі рэчывамі для вытворчасці лекавых прэпаратаў, ядахімікатаў і пестыцыдаў. Увядзенне фосфару ў састаў сплаваў металаў павялічвае іх цеплаўстойлівасць і трываласць да сцірання.

У хімічных злучэннях атамы азоту і фосфару могуць праяўляць ступені акіслення ад –3 да +5.

У малекулах N_2 атамы азоту звязаны паміж сабою трайной кавалентнай непалярнай сувяззю.

Простае рэчыва фосфар існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый, якія адрозніваюцца паміж сабой па будове малекул, фізічных уласцівасцях і хімічнай актыўнасці. Белы фосфар больш актыўны, чым чырвоны.

Азот і фосфар праяўляюць як аднаўленчыя, так і акісляльныя ўласцівасці.

Пытанні і заданні

1. Запішыце формулу электроннай канфігурацыі знешняга электроннага ўзроўню атама азоту.

2. З прыведзенага пераліку выпішыце ў два слупкі характарыстыкі фосфару як хімічнага элемента і як простага рэчыва: а) праяўляе пераменныя ступені акіслення –3, 0, +3, +5; б) уваходзіць у састаў зубной тканкі пераважна ў выглядзе фасфату кальцыю; в) пры награванні на паветры ўзгараецца; г) чырвоны фосфар мае палімерную структуру; д) уваходзіць у састаў бялкоў; е) белы фосфар больш актыўны, чым чырвоны.

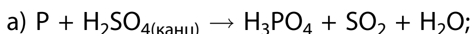
3. Вызначце ступені акіслення атамаў азоту ў наступных злучэннях: N_2, NH_3, N_2O, HNO_3, N_2O_5, NO. Якія з пералічаных рэчываў валодаюць толькі акісляльнымі ўласцівасцямі?

4. Простае рэчыва фосфар атрымліваюць аднаўленнем вугляродам з фасфату кальцыю ў прысутнасці пяску (SiO_2). Прадуктамі рэакцыі з'яўляюцца фосфар, сілікат кальцыю і аксід вугляроду(II). Састаўце ўраўненне гэтай рэакцыі. Разлічыце масу фасфату кальцыю, неабходнага для атрымання фосфару хімічнай колькасцю 5 моль, калі яго выхад роўны 90 %.

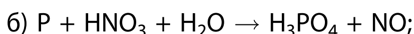
5. Як можна даказаць, што белы, чырвоны і чорны фосфар з'яўляюцца алатропнымі мадыфікацыямі аднаго і таго ж хімічнага элемента?

6. Вызначце масу злучэння, якое атрымаецца пры ўзаемадзеянні металічнага магнію масай 7,2 г з азотам.

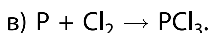
7. Расстаўце каэфіцыенты ў схемах наступных акісляльна-аднаўленчых рэакцый:



а) $P + H_2SO_{4(канц)} \rightarrow H_3PO_4 + SO_2 + H_2O$;



б) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$;



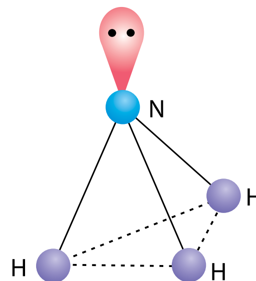
в) $P + Cl_2 \rightarrow PCl_3$.

Для кожнай рэакцыі назавіце акісляльнік і адноўнік.

§ 42. Аміак. Солі амонію

Сярод злучэнняў азоту з вадародам адным з важнейшых з'яўляецца *аміяк* NH_3. Хімічная сувязь паміж атамамі азоту і вадароду ў малекуле аміяку NH_3 з'яўляецца кавалентнай палярнай, агульныя электронныя пары моцна зрушаны да атама азоту, ступень акіслення якога ў аміяку роўна -3.

Малекула NH_3 мае форму трыганальнай піраміды (мал. 66), у вяршыні якой размешчаны атам азоту, а аснову пірамiды складаюць атамы вадароду.



Мал. 66. Схема будовы малекулы аміяку

Фізічныя ўласцівасці аміяку

Аміяк — бясколерны газ, з рэзкім характэрным пахам, добра раствараецца ў вадзе і спірце. Пры 0 °C у адным аб'ёме вады раствараецца каля 1200 аб'ёмаў аміяку, пры 20 °C — 700 аб'ёмаў. Раствор аміяку ў вадзе з масавай доляй NH_3, роўнай 25 %, называюць **аміячнай вадой**, а 3%-ны водны раствор — **нашатырным спіртам**.

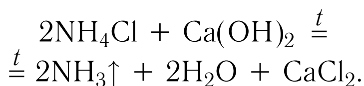
Аміяк звадкоўваецца пад невялікім ціскам (тэмпература яго кіпення роўна −33,4 °C). Вадкі аміяк практычна не праводзіць электрычны ток. Пры выпарванні актыўна паглынае цеплату, таму шырока выкарыстоўваецца ў якасці ахалоджваючага агента ў прамысловых халадзільных устаноўках.

У цвёрдым выглядзе аміяк існуе пры тэмпературах ніжэй за −80 °C у выглядзе бясколерных крышталёў.

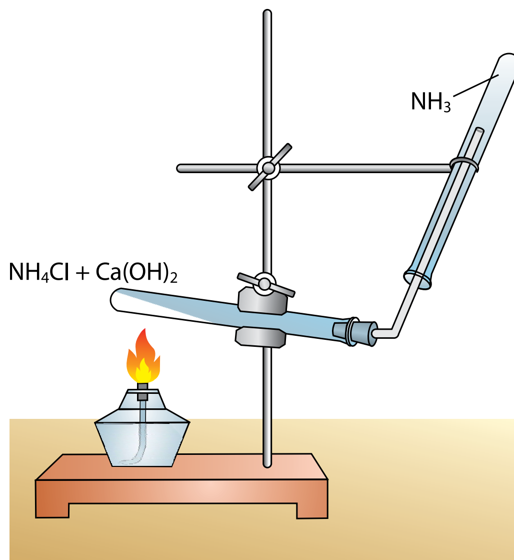
Атрыманне аміяку

У прыродзе аміяк утвараецца пры гніенні, раскладанні і сухой перагонцы арганічных злучэнняў, якія змяшчаюць азот (напрыклад, бялкоў, амінакіслот або мачавіны). Чалавек у працэсе жыццядзейнасці выпрацоўвае каля 17 г аміяку ў суткі, карова — 1 т у год.

У лабараторыі аміяк упершыню атрымаў у 1774 годзе англійскі хімік Дж. Прыстлі пры награванні сумесі цвёрдых рэчываў — хларыду амонію (нашатыру) NH_4Cl і гідраксіду кальцыю (гашанай вапны) $Ca(OH)_2$ (мал. 67):

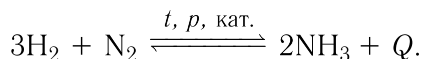


$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \overset{t}{=} 2NH_3\uparrow + 2H_2O + CaCl_2.$$



Мал. 67. Атрыманне аміяку ў лабараторыі

Гэтую рэакцыю дагэтуль выкарыстоўваюць для атрымання невялікіх колькасцей аміяку ў лабараторных умовах. У прамысловасці сінтэз аміяку ажыццяўляюць з азоту і вадароду на жалезным *каталізатары* пры тэмпературы 420−500 °C і ціску 30−100 МПа. Гэта рэакцыя з'яўляецца абарачальнай і экзатэрмічнай, г. зн. адбываецца з вылучэннем цеплаты:

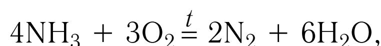


$$3H_2 + N_2 \xrightleftharpoons{t,\ p,\ \text{кат.}} 2NH_3 + Q.$$

Хімічныя ўласцівасці аміяку

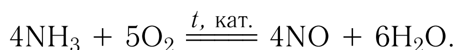
Аміяк характарызуецца вялікай рэакцыйнай актыўнасцю. Наяўнасць атама азоту ў ступені акіслення **−3** абумоўлівае яго аднаўленчыя ўласцівасці. З другога боку, атам азоту ў малекуле аміяку мае непадзеленую электронную пару, якая можа прымаць удзел ва ўтварэнні кавалентнай хімічнай сувязі па донарна-акцэптарным механізме.

Аміяк праяўляе ***аднаўленчыя ўласцівасці***, рэагуючы з рознымі акісляльнікамі, у прыватнасці, з *кіслародам*. У залежнасці ад умоў правядзення рэакцыя аміяку з кіслародам праходзіць па-рознаму. У кіслародзе аміяк гарыць з утварэннем азоту:



$$4NH_3 + 3O_2 \overset{t}{=} 2N_2 + 6H_2O,$$

а ў прысутнасці каталізатара (плаціна, аксіды жалеза або хрому) утвараюцца аксід азоту(II) і вада:

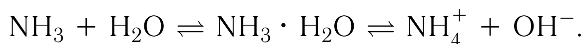


$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{t,\ кат.} 4NO + 6H_2O.$$

Сумесь аміяку з кіслародам або паветрам можа ўзрывацца.

Без змянення ступені акіслення атамаў азоту працякаюць рэакцыі злучэння аміяку з вадой і кіслотамі.

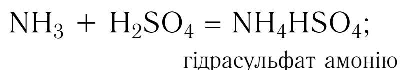
Так, пры растварэнні аміяку ў вадзе адбываецца ўтварэнне гідрату аміяку $NH_3 \cdot H_2O$, які часткова дысацыіруе, утвараючы катыёны амонію NH_4^+ і гідраксід-іоны OH^-:



$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-.$$

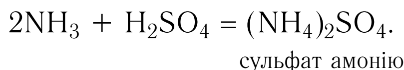
Паколькі рэакцыя абарачальная, то ў растворы акрамя гэтых іонаў змяшчаюцца малекулы гідрату аміяку і вады. Раствор аміяку ў вадзе пахне аміякам, які з яго рассейваецца пры знаходжанні на адкрытым паветры або пры награванні. За кошт прысутнасці гідраксід-іонаў водныя растворы аміяку праяўляюць уласцівасці слабай асновы.

Асноўныя ўласцівасці аміяку праяўляюцца і пры яго ўзаемадзеянні з кіслотамі. Напрыклад, пры рэакцыі аміяку з сернай кіслатой могуць утварацца як кіслыя, так і сярэднія *солі*:



$$NH_3 + H_2SO_4 = NH_4HSO_4;$$

гідрасульфат амонію



$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4.$$

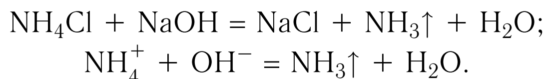
сульфат амонію

Солі амонію

Солі амонію дысацыіруюць у водных растворах з утварэннем катыёнаў амонію і аніёнаў кіслотных астаткаў. Яны ўзаемадзейнічаюць з кіслотамі,

асновамі і іншымі солямі, калі выконваюцца ўмовы праходжання рэакцый абмену.

Узаемадзеянне солей амонію ***са шчолачамі*** служыць *якаснай рэакцыяй на іон амонію* NH_4^+, паколькі ў выніку гэтай рэакцыі ўтвараецца газ з характэрным пахам — аміяк:



$$NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3\uparrow + H_2O;$$
$$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O.$$

Лабараторны дослед 7

Выяўленне іонаў амонію ў растворы

Атрымайце ў настаўніка прабірку з хларыдам (сульфатам) амонію і дабаўце да яго раствор гідраксіду натрыю аб'ёмам 1—2 $см^3$. Закрыйце прабірку коркам з газаадводнай трубкай, другі канец якой трымайце ў прабірцы над вадой з некалькімі кроплямі фенолфталеіну.

Адзначце змяненне колеру індыкатару, якое сведчыць аб шчолачным асяроддзі раствору аміяку ў вадзе.

Састаўце ўраўненне рэакцыі ў малекулярным і іонным выглядзе. Зрабіце вывад аб выкананай рабоце.

Для солей амонію характэрны і некаторыя *спецыфічныя* ўласцівасці. У прыватнасці, усе солі амонію няўстойлівыя пры высокіх тэмпературах. Напрыклад, хларыд амонію (*нашатыр*) NH_4Cl пры награванні раскладаецца з вылучэннем аміяку:

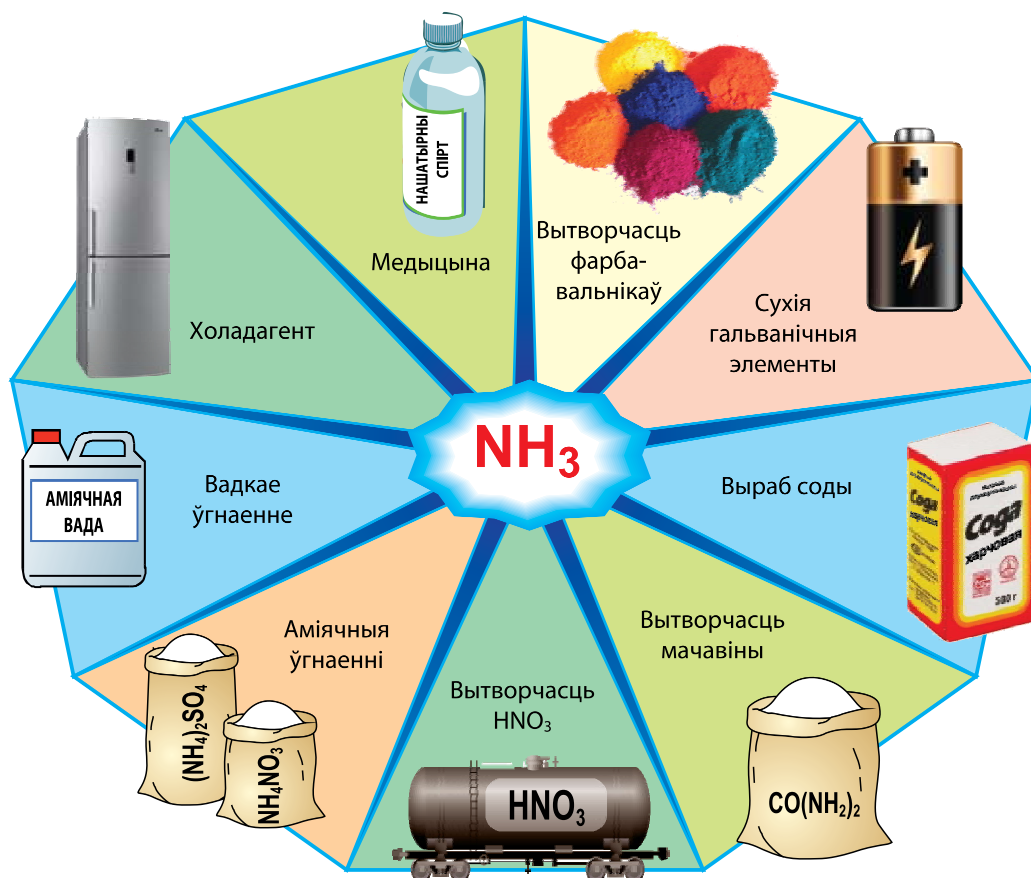
$$NH_4Cl \stackrel{t}{=} NH_3\uparrow + HCl\uparrow.$$

Прымяненне аміяку і яго солей *(мал. 68)*

Аміяк адносіцца да ліку важнейшых прадуктаў хімічнай прамысловасці. Штогод у свеце выпускаецца больш за 150 млн тон гэтага рэчыва. Буйнейшым вытворцам аміяку ў Рэспубліцы Беларусь з'яўляецца ААТ «Гродна Азот».

Аміяк у асноўным выкарыстоўваецца для вытворчасці азотных угнаенняў (нітрат і сульфат амонію, мачавіна, амафос), азотнай кіслаты, соды (па амаіячным метадзе), фарбавальнікаў, выбуховых рэчываў, палімераў і інш. Водны раствор аміяку прымяняецца ў медыцыне і фармацэўтычнай прамысловасці, а таксама ў жывёлагадоўлі — для аманізацыі кармоў.

У якасці слабай шчолачы водны раствор аміяку выкарыстоўваюць для вывядзення плям, чысткі дываноў і ювелірных вырабаў.



Мал. 68. Прымяненне аміяку і яго солей

Удыханне малых доз аміяку стымулюе работу сэрца і нервовай сістэмы, таму аміяк даюць удыхаць пры непрытомнасці і атручваннях, напрыклад чадным газам CO.

Солі амонію ў асноўным прымяняюць у якасці мінеральных угнаенняў.

Аміяк — бясколерны газ, добра раствараецца ў вадзе.

Аміяк праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці, рэагуючы з рознымі акісляльнікамі.

Аміяк уступае ў рэакцыі злучэння з вадой і кіслотамі.

Пытанні і заданні

1. Выпішыце з тэксту параграфа ўраўненні рэакцый аміяку з кіслародам. Для кожнай з іх назавіце акісляльнік і адноўнік.

2. Растлумачце, чаму пры атрыманні аміяку ў лабараторыі яго збіраюць у прабірку, перавернутую дагары? Ці можна збіраць аміяк шляхам выціскання вады? Чаму?

3. Вызначце аб'ём (н. у.) аміяку, які вылучыцца пры рэакцыі хларыду амонію з гашанай вапнай масай 500 г, калі выхад прадукту складае 95 %.

4. Састаўце ўраўненні рэакцый аміяку з вадой і салянай кіслатой. Разлічыце хімічную колькасць іонаў амонію, якія ўтварыліся пры рэакцыі аміяку аб'ёмам (н. у.) 1,12 $дм^3$ з салянай кіслатой.

5. Разлічыце малярную канцэнтрацыю і масавую долю солі ў растворы, атрыманым пры далучэнні хларыду амонію хімічнай колькасцю 4 моль да вады масай 200 г. Шчыльнасць атрыманага раствору роўна 1 $г/см^3$.

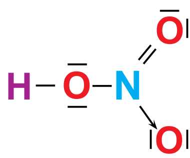
6. Запішыце ў малекулярнай, поўнай і скарочанай іоннай формах ураўненні рэакцый паміж наступнымі злучэннямі: а) NH_4NO_3 і KOH; б) NH_4Cl і $AgNO_3$. Назавіце рэчывы.

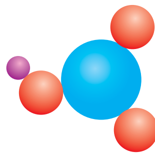
7. Састаўце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні: $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_3 \cdot H_2O \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3$.

Назавіце, як змяняюцца ступені акіслення азоту ў названых працэсах.

§ 43. Азотная кіслата і нітраты

Азотная кіслата з'яўляецца адным з найбольш важных злучэнняў азоту. Разгледзім уласцівасці азотнай кіслаты і яе солей — нітратаў — больш падрабязна.





Мал. 69. Графічная формула і мадэль малекулы азотнай кіслаты

Графічная формула і мадэль малекулы азотнай кіслаты прыведзены на малюнку 69. У малекуле азотнай кіслаты атам азоту ўтварае чатыры кавалентныя сувязі з трыма атамамі кіслароду.

Азотная кіслата — бясколерная вадкасць з рэзкім удушлівым пахам. Яе тэмпература кіпення роўна +83 °C, а шчыльнасць — 1,51 $г/см^3$.

Азотная кіслата змешваецца ў любых суадносінах з вадой.

Хімічныя ўласцівасці азотнай кіслаты

У водных растворах малекулы HNO_3 дысацыіруюць на іоны:

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-.$$

Азотная кіслата праяўляе характэрныя для кіслот уласцівасці: змяняе афарбоўку індыкатараў, уступае ў рэакцыі з асноўнымі аксідамі, асновамі і солямі.

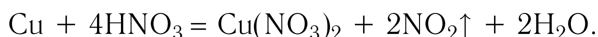
Самай характэрнай асаблівасцю азотнай кіслаты з'яўляецца яе ярка выражаная ***акісляльная здольнасць***. Моцным акісляльнікам яна з'яўляецца за кошт атама азоту ў ступені акіслення **+5**. Таму пры ўзаемадзеянні азотнай кіслаты з адноўнікамі адным з прадуктаў рэакцыі заўсёды з'яўляюцца *злучэнні азоту ў больш нізкіх ступенях акіслення, чым у азотнай кіслаце: аксід азоту(IV) NO_2, аксід азоту(II) NO, аксід азоту(I) N_2O, азот N_2, аміяк NH_3.*

Напрыклад, пры ўзаемадзеянні азотнай кіслаты ***з металамі*** утвараюцца нітрат металу, прадукт аднаўлення азотнай кіслаты (X) і вада. Гэта можна адлюстраваць у агульным выглядзе, як:

$$Me + HNO_3 \rightarrow MeNO_3 + X + H_2O \text{ (тут Me — аднавалентны метал).}$$

Састаў прадукту аднаўлення азотнай кіслаты (X) залежыць ад многіх фактараў, але перш за ўсё ад канцэнтрацыі кіслаты ў растворы і ад прыроды металу (мал. 70). Нагадаем, што пры ўзаемадзеянні азотнай кіслаты з металамі вадарод, як правіла, не вылучаецца.

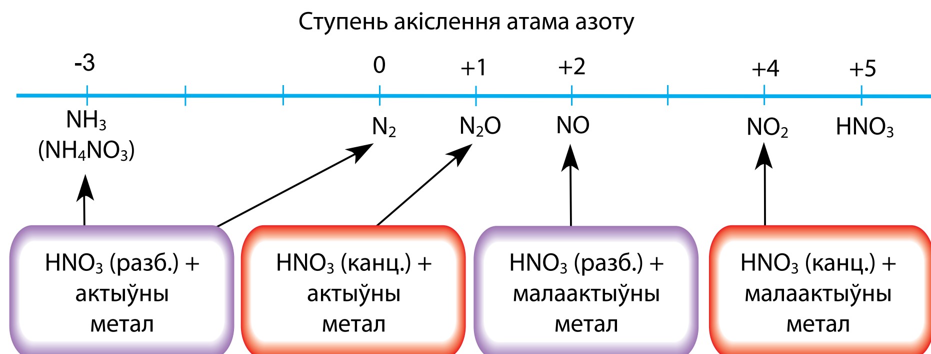
Пры ўзаемадзеянні ***канцэнтраванай азотнай кіслаты*** з малаактыўнымі металамі ўтвараюцца аксід азоту(IV), нітрат металу і вада:



$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Пры ўзаемадзеянні ***разбаўленай азотнай кіслаты*** з малаактыўнымі металамі ўтвараюцца нітрат металу, аксід азоту(II) і вада. Напрыклад:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O.$$

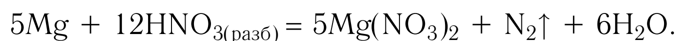


Мал. 70. Прадукты ўзаемадзеяння азотнай кіслаты з металамі

Калі з кіслатой узаемадзейнічаюць актыўныя металы (напрыклад, кальцый Ca, магній Mg, цынк Zn), то пры павелічэнні ступені разбаўлення раствору HNO_3 і пры павышэнні тэмпературы паслядоўна ўтвараюцца прадукты аднаўлення азоту (гл. мал. 70): аксід азоту(II) NO, аксід азоту(I) N_2O, азот N_2 і нітрат амонію NH_4NO_3.

Утварэнне солі — нітрату амонію — пры рэакцыі металу з моцна разбаўленай азотнай кіслатой тлумачыцца ўзаемадзеяннем аміяку, які вылучаецца, з лішкам кіслаты ў растворы.

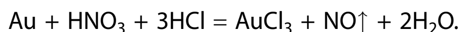
Фактычна пры дзеянні азотнай кіслаты на металы ўтвараюцца сумесі амаль усіх адзначаных рэчываў, але ў розных суадносінах у залежнасці ад прыроды металу, канцэнтрацыі кіслаты і ўмоў правядзення рэакцыі. Напрыклад, узаемадзеянне магнію з разбаўленай азотнай кіслатой пры 80 °С адбываецца ў адпаведнасці з ураўненнем:



$$5Mg + 12HNO_{3(разб)} = 5Mg(NO_3)_2 + N_2\uparrow + 6H_2O.$$

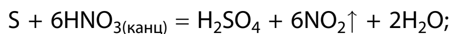
Нагадаем, што канцэнтраваная азотная кіслата пры нізкіх тэмпературах не ўзаемадзейнічае з жалезам, хромам, алюмініем, свінцом («пасівіруе» іх).

Сумесь канцэнтраваных азотнай і салянай кіслот у аб'ёмных суадносінах 1 : 3 называецца «царскай водкай», таму што растварае «цара металаў» — золата. Растварэнне золата ў «царской водцы» можа быць апісана наступным ураўненнем рэакцыі:

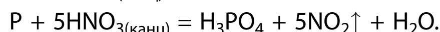


$$Au + HNO_3 + 3HCl = AuCl_3 + NO\uparrow + 2H_2O.$$

Акрамя металаў азотная кіслата ***акісляе і неметалы***, напрыклад серу і фосфар:



$$S + 6HNO_{3(канц)} = H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O;$$



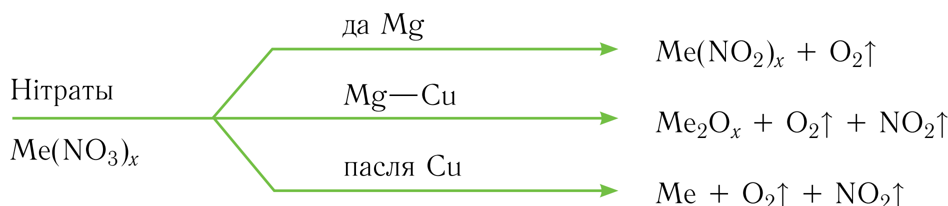
$$P + 5HNO_{3(канц)} = H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O.$$

Азотная кіслата здольна акісляць як складаныя неарганічныя (серавадарод, ёдавадарод, сярністы газ і інш.), так і многія арганічныя рэчывы, напрыклад бялкі. Канцэнтраваная азотная кіслата разбурае таксама скуру, тканіны, а драўнянае пілаванне і стружкі пры судакрананні з ёй узгараюцца. Таму пры рабоце з канцэнтраванай азотнай кіслатой трэба быць асцярожнымі.

Солі азотнай кіслаты

Як вы ўжо ведаеце, солі азотнай кіслаты называюцца **нітратамі,** а нітраты шчолачных, шчолачна-зямельных металаў і амонію — *салетрамі*. Усе нітраты ядавітыя.

Пры награванні ўсе нітраты разбураюцца, але састаў прадуктаў раскладання залежыць ад становішча металу солі ў радзе актыўнасці металаў. Запомніце нескладанае правіла (мал. 71).



Мал. 71. Схема тэрмічнага раскладання нітратаў

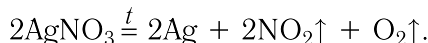
Нітраты металаў, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці лявей за магній, раскладаюцца пры награванні з утварэннем нітрыту металу і кіслароду:

$$2KNO_3 \overset{t}{=} 2KNO_2 + O_2\uparrow.$$

Пры раскладанні нітратаў металаў, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці ад магнію да медзі ўключна, утвараецца аксід металу, аксід азоту(IV) і кісларод:

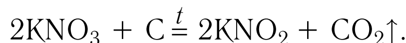
$$2Zn(NO_3)_2 \overset{t}{=} 2ZnO + 4NO_2\uparrow + O_2.$$

Пры раскладанні нітратаў металаў, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці правей за медзь, утвараюцца металы ў свабодным стане, аксід азоту(IV) і кісларод:



$$2AgNO_3 \overset{t}{=} 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Паколькі ва ўсіх выпадках вылучаецца кісларод, усе нітраты пры награванні праяўляюць акісляльныя ўласцівасці. Калі кінуць у расплаўленую салетру кавалачкі вугалю і серы, то можна назіраць іх гарэнне ў кіслародзе, што вылучаецца. Успышку на тлеючым вугальку выкарыстоўваюць для *якаснага вызначэння* нітратаў:

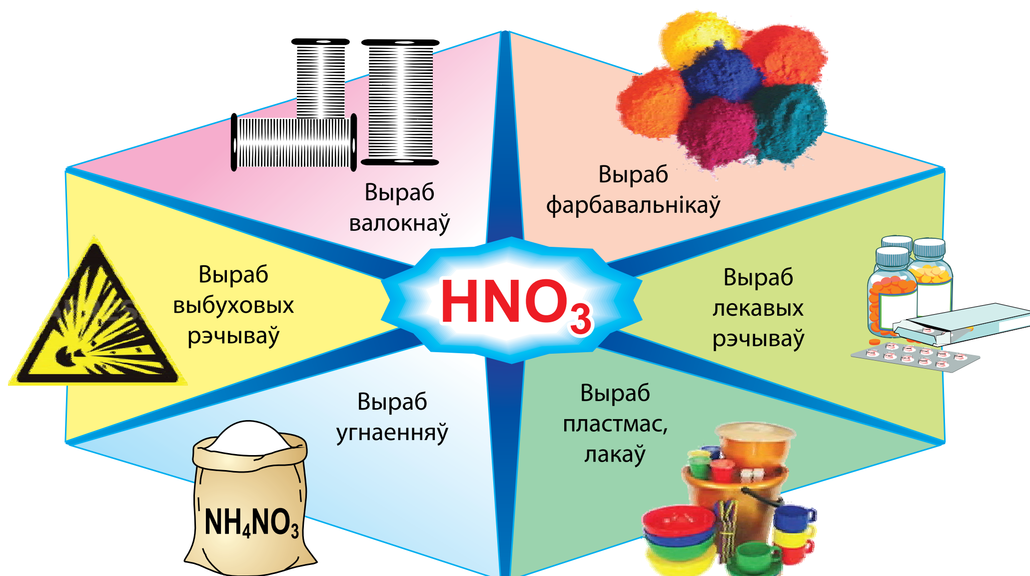


$$2KNO_3 + C \overset{t}{=} 2KNO_2 + CO_2\uparrow.$$

Прымяненне азотнай кіслаты і нітратаў

Азотная кіслата выкарыстоўваецца ў прамысловасці для атрымання нітратаў, арганічных нітразлучэнняў, у іншай вытворчасці (мал. 72).

Салетры выкарыстоўваюцца ў сельскай гаспадарцы ў якасці мінеральных угнаенняў. Нітраты калію, амонію і натрыю прымяняюць для вытворчасці чорнага пораху і выбуховых рэчываў, нітрат серабра — у медыцынскіх мэтах.



Мал. 72. Прымяненне азотнай кіслаты

Азотная кіслата — бясколерная вадкасць з рэзкім удушлівым пахам.

Самая характэрная ўласцівасць азотнай кіслаты — яе ярка выражаная акісляльная здольнасць.

Пры ўзаемадзеянні азотнай кіслаты з адноўнікамі адбываецца ўтварэнне злучэнняў азоту ў больш нізкіх ступенях акіслення, чым у азотнай кіслаце.

Солі азотнай кіслаты пры награванні раскладаюцца.

Пытанні і заданні

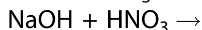
1. Запішыце ўраўненне дысацыяцыі азотнай кіслаты ў водным растворы. Якія іоны пры гэтым утвараюцца?

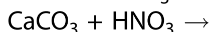
2. Вызначце хімічную колькасць азотнай кіслаты, пры дысацыяцыі якой утвараецца: а) 0,5 моль нітрат-іонаў; б) 5,3 моль іонаў вадароду.

3. Якая афарбоўка індыкатару — лакмусу — у разбаўленым растворы азотнай кіслаты?

4. Састаўце ўраўненні рэакцый:

$CuO + HNO_3 \rightarrow$


$NaOH + HNO_3 \rightarrow$


$CaCO_3 + HNO_3 \rightarrow$

Запішыце іх у іонным выглядзе.

5. Вызначце аб'ём (н. у.) аксіду азоту(IV), які вылучыцца пры растварэнні ў канцэнтраванай азотнай кіслаце медзі: а) масай 32 г; б) хімічнай колькасцю 2,5 моль.

6. Разлічыце хімічную колькасць, масу і аб'ём (н. у.) кіслароду, што вылучыцца пры тэрмічным раскладанні нітрату калію хімічнай колькасцю 5 моль.

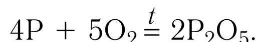
7. * Які аб'ём (н. у.) зоймуць газы, якія вылучаюцца пры выбуху чорнага пораху масай 1 кг, калі рэакцыя адбываецца па ўраўненні: $2KNO_3 + 3C + S = K_2S + 3CO_2 + N_2$?

§ 44. Кіслародзмяшчальныя злучэнні фосфару

Фосфар утварае *аксід фосфару(V)*, *аксід фосфару(III)* і кіслародзмяшчальныя кіслоты, сярод якіх найбольш важнае прамысловае прымяненне знаходзіць *фосфарная кіслата*.

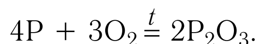
Аксіды

Пры спальванні белага або чырвонага фосфару ў кіслародзе ўтвараецца аксід фосфару(V) P_2O_5 у выглядзе белага дыму, які асядае на сценках пасудзіны:



$$4P + 5O_2 \overset{t}{=} 2P_2O_5.$$

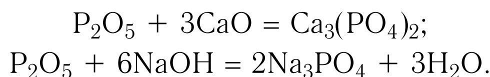
Узаемадзеянне фосфару з кіслародам пры недахопе апошняга вядзе да ўтварэння аксіду фосфару(III) P_2O_3:



$$4P + 3O_2 \overset{t}{=} 2P_2O_3.$$

Аксід фосфару(V) уяўляе сабой белае рэчыва. Ён энергічна паглынае пару вады з паветра і паступова ператвараецца ў празрыстую масу, якая расплываецца. Дзякуючы гэтай уласцівасці — *гіграскапічнасці* — аксід фосфару(V) здольны адымаць ваду і ў іншых рэчываў. Таму ён шырока выкарыстоўваецца як асушальнік. Неабходна памятаць, што многія арганічныя рэчывы апальваюцца пры дзеянні на іх аксіду фосфару(V). Гэта рэчыва пры пападанні на скуру можа вызваць моцныя апёкі.

Аксід фосфару(V) — тыповы кіслотны аксід, ён узаемадзейнічае з асноўнымі аксідамі і шчолачамі, утвараючы солі фосфарнай кіслаты — *фасфаты*:



$$P_2O_5 + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2;$$
$$P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O.$$

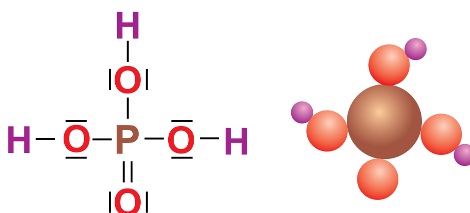
Пры растварэнні аксіду фосфару(V) у шчолачах таксама могуць утварацца і кіслыя солі фосфарнай кіслаты.

Пры ўзаемадзеянні аксіду фосфару(V) з вадой атрымліваецца артафосфарная кіслата H_3PO_4:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

У назве кіслаты H_3PO_4 прыстаўку **арта-** часта прапускаюць і гавораць фосфарная кіслата.

Фосфарная кіслата і яе солі



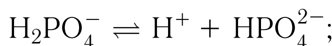
Мал. 73. Графічная формула і мадэль малекулы фосфарнай кіслаты

Графічная формула і мадэль малекулы фосфарнай кіслаты прыведзены на малюнку 73. У малекуле H_3PO_4 атам фосфару злучаны з чатырма атамамі кіслароду за кошт утварэння падвоенай сувязі P=O і трох адзінарных сувязей P—OH.

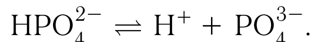
Фосфарная кіслата — цвёрдае белае рэчыва, якое змешваецца з вадой у любых суадносінах.

У водным растворы фосфарная кіслата дысацыіруе ступеньчата:

$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-;$$



$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-};$$



$$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}.$$

Лягчэй за ўсё ідзе дысацыяцыя па першай ступені, цяжэй за ўсё — па трэцяй.

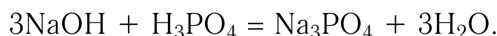
Фосфарная кіслата праяўляе ўсе ўласцівасці, характэрныя для кіслот. Яна ўзаемадзейнічае з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, з вылучэннем вадароду:

$$3Mg + 2H_3PO_4 = Mg_3(PO_4)_2\downarrow + 3H_2\uparrow;$$

з асноўнымі аксідамі:

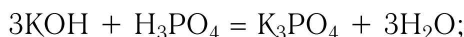
$$3BaO + 2H_3PO_4 = Ba_3(PO_4)_2\downarrow + 3H_2O;$$

з асновамі:

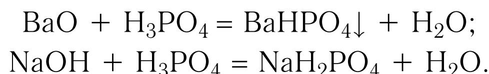


$$3NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3H_2O.$$

Пры гэтым у залежнасці ад суадносіны рэагентаў утвараюцца сярэднія (*фасфаты*) або кіслыя (*гідрафасфаты* і *дыгідрафасфаты*) солі фосфарнай кіслаты. Напрыклад:



$$3KOH + H_3PO_4 = K_3PO_4 + 3H_2O;$$

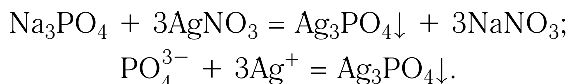


$$BaO + H_3PO_4 = BaHPO_4\downarrow + H_2O;$$
$$NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O.$$

Фасфаты, напрыклад $Ca_3(PO_4)_2$, не раствараюцца ў вадзе, акрамя фасфатаў шчолачных металаў. Гідрафасфаты (акрамя гідрафасфатаў натрыю, калію і амонію), напрыклад $CaHPO_4$, мала раствараюцца ў вадзе. Дыгідрафасфаты, напрыклад $Ca(H_2PO_4)_2$, добра раствараюцца ў вадзе.

Пры дзеянні на сярэднія фасфаты нітрату серабра выпадае асадак фасфату серабра жоўтага колеру (мал. 74):

Мал. 74. Якасная рэакцыя на фасфат-іоны



$$Na_3PO_4 + 3AgNO_3 = Ag_3PO_4\downarrow + 3NaNO_3;$$
$$PO_4^{3-} + 3Ag^+ = Ag_3PO_4\downarrow.$$

Гэта рэакцыя з'яўляецца *якаснай на фасфат-іоны*.

У адрозненне ад азотнай кіслаты для фосфарнай кіслаты не характэрны акісляльныя ўласцівасці за кошт аніёнаў.

Прымяненне фосфарнай кіслаты і фасфатаў

Фосфарная кіслата выкарыстоўваецца як каталізатар у арганічным сінтэзе, напрыклад пры сінтэзе этанолу з этэну, для вытворчасці кармавых дабавак, надання кіславатага прысмаку безалкагольным напоям, асвятлення цукру. Але асноўная частка фосфарнай кіслаты расходуецца на вытворчасць фасфатаў, якія выкарыстоўваюцца ў якасці мінеральных угнаенняў. Акрамя таго, фасфаты прымяняюць у медыцыне, а таксама для апрацоўкі тканін і драўніны для таго, каб надаць ім вогнеўстойлівасць.

Фасфаты выкарыстоўваюцца пры вытворчасці пральных парашкоў, але іх прысутнасць у парашках павінна абмяжоўвацца і строга рэгламентавацца. Адной з прычын абмежавання масавай долі фасфатаў у пральных парашках з'яўляецца тое, што, трапляючы пасля пральні разам са сцёкавымі водамі ў вадаёмы, фасфаты дзейнічаюць як угнаенні, што садзейнічае актыўнаму росту водарасцей. Зарастанне вадаёмаў і забруджванне павольнатякучых вод прыводзяць да парушэнняў экасістэм вадаёмаў, пагаршэнню кіслароднага абмену ў гідрасферы і ствараюць цяжкасці ў забяспячэнні насельніцтва пітной вадой.

Аксід фосфару(V) узаемадзейнічае з асноўнымі аксідамі і шчолачамі.

Пры ўзаемадзеянні аксіду фосфару(V) з вадой утвараецца фосфарная кіслата H_3PO_4.

Фосфарная кіслата ўзаемадзейнічае з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, з аксідамі металаў, асновамі.

Для выяўлення фасфат-іонаў у растворах выкарыстоўваецца якасная рэакцыя з нітратам серабра.

Пытанні і заданні

1. Выпішыце з тэксту параграфа ўраўненні рэакцый фосфару з кіслародам.

2. Разлічыце масу аксіду фосфару(V), які можна атрымаць з фосфару хімічнай колькасцю 5 моль.

3. Састаўце ўраўненні рэакцый фосфарнай кіслаты: з аксідам кальцыю, гідраксідам калію, нітратам серабра. Назавіце атрыманыя злучэнні.

4. Напішыце ўраўненні дысацыяцыі фосфарнай кіслаты ў вадзе. Прывядзіце формулы ўсіх магчымых солей натрыю і фосфарнай кіслаты, назавіце іх.

5. Карыстаючыся табліцай растваральнасці солей, кіслот і асноў у вадзе запішыце формулы фасфатаў: а) растваральныя, б) нерастваральныя ў вадзе.

6. Разлічыце хімічную колькасць нітрату серабра, неабходнага для поўнага асаджэння фасфат-іонаў з раствору фосфарнай кіслаты масай 250 г з масавай доляй кіслаты, роўнай 0,04.

Вызначце масу фосфарнай кіслаты, якую можна атрымаць з фосфару масай 31 кг, калі выхад фосфарнай кіслаты складае 95 %.

§ 45. Мінеральныя ўгнаенні

Угнаенні — гэта рэчывы, якія змяшчаюць хімічныя элементы, неабходныя для жыўлення і росту раслін. Іх уносяць у глебу для павышэння ўраджайнасці. Для росту і развіцця раслін неабходны каля 60 хімічных элементаў. Некаторыя з іх патрабуюцца ў вялікай колькасці (вуглярод, кісларод, вадарод), іншыя — у меншай (азот, фосфар, калій, сера, магній, жалеза, кальцый і інш.), а некаторых (іх называюць *мікраэлементамі*) — зусім няшмат. Вуглярод, кісларод і вадарод расліны атрымліваюць з паветра і вады, астатнія элементы — з глебавых раствораў. Гэтыя элементы трапляюць у глебу галоўным чынам у выглядзе растваральных злучэнняў.

Спецыялісты ведаюць шмат спосабаў кіравання ўраджаем і яго якасцю з дапамогай угнаенняў. Напрыклад, для таго, каб качаны капусты не растрэскваліся, павялічваюць дозу фосфарзмяшчальных угнаенняў. Ва ўмовах хмарнасці і адсутнасці інтэнсіўнага сонечнага асвятлення рэзка ўзрастае патрэбнасць таматаў у калійнай падкормцы. А для росту цыбулі неабходна, каб у глебе змяшчалася дастатковая колькасць злучэнняў серы.

Мінеральныя ўгнаенні прынята класіфікаваць па двух прыкметах: па тыпе пажыўнага элемента і па ліку пажыўных элементаў. Па першай прыкмеце выдзяляюць *азотныя, фосфарныя* і *калійныя* ўгнаенні. Па другой прыкмеце ўгнаенні дзеляцца на *простыя*, якія змяшчаюць толькі адзін пажыўны элемент, і *комплексныя,* якія змяшчаюць два і болей пажыўных элементаў (мал. 75).

Мал. 75. Простыя і комплексныя ўгнаенні

Азотныя ўгнаенні

Азот — важнейшы элемент росту і развіцця раслін, уваходзіць у састаў хларафілу і бялкоў.

Азотныя ўгнаенні дзеляцца на дзве групы: арганічныя і мінеральныя ўгнаенні. *Арганічныя азотныя ўгнаенні* — гэта *гной, кампост* (угнаенне, якое атрымліваецца з арганічных рэштак у выніку іх біялагічнага гніення), *торф,*

памёт і *зялёныя ўгнаенні* на аснове бабовых раслін. Акрамя азоту яны змяшчаюць яшчэ і іншыя элементы, неабходныя для жыўлення раслін.

Да *мінеральных азотных угнаенняў* адносяцца *аміячная вада, сульфат амонію* $(NH_4)_2SO_4$, *нітрат амонію (аміячная салетра)* NH_4NO_3, *нітрат калію (калійная салетра)* KNO_3, *нітрат натрыю (натрыевая,* або *чылійская, салетра)* $NaNO_3$, *нітрат кальцыю (кальцыевая салетра)* $Ca(NO_3)_2$, *мачавіна (карбамід)* $(NH_2)_2CO$.

У назве «карбамід» частка слова «карб» паходзіць ад лацінскай назвы вугляроду — «карбоніум», а групу NH_2 называюць «аміднай», адсюль — карбамід. Карбамід (або мачавіна) уваходзіць у састаў жавальных гумак, кармавых сумесей у жывёлагадоўлі.

Мачавіну, нітрат амонію і вадкія азотныя ўгнаенні ў нашай краіне ў вялікіх колькасцях вырабляюць на ААТ «Гродна Азот».

Нерацыянальнае выкарыстоўванне азотных хімічных угнаенняў, іх занадта вялікія дозы прыводзяць да моцнага назапашвання нітратаў, асабліва ў сталовых караняплодаў. Агульнавядома, што нітраты валодаюць высокай таксічнасцю для чалавека і жывёл. Таму змяшчэнне нітратаў у харчовых прадуктах павінна строга кантралявацца.

Замена мінеральных азотных угнаенняў на арганічныя дазваляе паменшыць змяшчэнне нітратаў у раслінах. Гэта звязана з тым, што арганічныя ўгнаенні паступова раскладаюцца і больш павольна засвойваюцца раслінамі.

Фосфарныя мінеральныя ўгнаенні

Хімічны элемент фосфар адыгрывае важную ролю ў засваенні раслінамі вуглякіслага газу, уваходзіць у састаў вітамінаў і ферментаў.

Самае таннае фосфарнае ўгнаенне — драбнакрышаная *фасфарытная руда* (*фасфарытная мука*). Фосфар змяшчаецца ў ёй у выглядзе нераставальнага ў вадзе фасфату кальцыю $Ca_3(PO_4)_2$. Ён засвойваецца раслінамі, якія растуць толькі на кіслых глебах.

Лепшыя фосфарныя ўгнаенні — гэта раставальныя фасфаты. Таму пры вытворчасці фосфарных угнаенняў з прыродных мінералаў фасфарытаў і апатытаў атрымліваюць кіслыя фасфаты: *двайны суперфасфат* $Ca(H_2PO_4)_2$, *просты суперфасфат* $Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4 \cdot H_2O$; *прэцыпітат* $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$.

Шырокае распаўсюджанне ў сельскай гаспадарцы атрымалі комплексныя ўгнаенні. Напрыклад, азот у камбінацыі з фосфарам уваходзіць у састаў *ама-*

фосу — сумесі двух солей $NH_4H_2PO_4$ і $(NH_4)_2HPO_4$. Калі амафос змяшаць з калійнай салетрай, то атрымаецца *амафоска* — комплекснае ўгнаенне, якое змяшчае адначасова азот, фосфар і калій.

Фосфарныя ўгнаенні ў нашай краіне вырабляюцца на ААТ «Гомельскі хімічны завод».

Калійныя ўгнаенні

Хімічны элемент калій паляпшае водны рэжым раслін, павышае іх засуха- і марозаўстойлівасць, садзейнічае назапашванню крухмалу ў клубнях бульбы, цукрозы — у цукровых бураках.

У якасці калійных угнаенняў выкарыстоўваюць *хларыд калію* KCl, *сульфат калію* K_2SO_4 і *попел раслін. Нітрат калію (калійная салетра)* KNO_3 адносіцца да комплексных угнаенняў, паколькі змяшчае два пажыўныя элементы — калій і азот.

На базе Старобінскага радовішча сільвініту працуе РУП ВА «Беларуськалій» — адзін з вядучых сусветных вытворцаў калійных угнаенняў (мал. 76).

Мал. 76. Прамысловая здабыча калійных солей

Важным калійным угнаеннем з’яўляецца таксама попел дроў, саломы, сцёблаў раслін. Асабліва многа калію змяшчаецца ў попеле бацвіння бульбы, таматаў, сцёблаў сланечніку. Калій знаходзіцца ў попеле ў выглядзе *карбанату калію (паташу)* K_2CO_3. Гэта рэчыва добра раствараецца ў вадзе і лёгка засвойваецца раслінамі. Таксама ў попеле змяшчаюцца фосфар, кальцый, жалеза, медзь, бор і іншыя элементы, неабходныя для развіцця раслін. Напрыклад, патрэбнасць большасці раслін у боры поўнасцю задавальняецца пры ўнясенні драўнянага попелу масай 70 г на 1 $м^2$ паверхні глебы.

Пажыўная каштоўнасць мінеральных угнаенняў вызначаецца масавай доляй у іх пажыўных элементаў. Пажыўную каштоўнасць азотных угнаенняў умоўна прынята выражаць праз масавую долю ў іх хімічнага элемента азоту, фосфарных — праз масавую долю аксіду фосфару(V), калійных — праз масавую долю аксіду калію. Угнаенні з высокай змяшчальнасцю пажыўнага элемента называюцца *канцэнтраванымі*.

Прымяненне ўсіх відаў угнаенняў дазваляе значна павялічыць ураджайнасць сельскагаспадарчых культур, таму вытворчасць мінеральных угнаенняў — важнейшая задача хімічнай прамысловасці. Асабліва важна павялічыць выпуск канцэнтраваных і комплексных угнаенняў.

Угнаенні — гэта рэчывы, якія змяшчаюць хімічныя элементы, неабходныя для жыўлення і росту раслін. Іх уносяць у глебу для павышэння ураджайнасці.

Мінеральныя ўгнаенні дзеляцца на азотныя, фосфарныя і калійныя. Адрозніваюць простыя і комплексныя ўгнаенні.

Пытанні і заданні

1. Якія хімічныя элементы неабходны для развіцця раслін?

2. Запішыце формулы важнейшых азотных угнаенняў. Вызначце ступені акіслення атамаў азоту ў кожным з прыведзеных вамі злучэнняў.

3. Разлічыце масавую долю азоту ў чылійскай салетры.

4. Пры дзеянні азотнай кіслаты на вапняк масай 160 кг атрымалі нітрат кальцыю. Вызначце масу атрыманай солі, калі доля прымесей у вапняку састаўляе 10 %.

5. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$;

б) $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$.

У акісляльна-аднаўленчых рэакцыях назавіце акісляльнік і адноўнік.

6. Разлічыце малярную канцэнтрацыю раствору, атрыманага пры растварэнні карбанату калію масай 200 г у вадзе аб'ёмам 800 см^3. Шчыльнасць раствору прыміце роўнай 1,1 г/см^3.

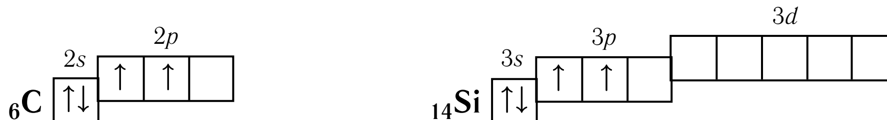
7. Чаму прымяненне комплексных угнаенняў больш перспектыўнае, чым угнаенняў, якія змяшчаюць адзін пажыўны элемент? З пералічаных ніжэй угнаенняў выпішыце ў сшытак назвы комплексных: чылійская салетра, кальцыевая салетра, аміячная салетра, просты суперфасфат, двайны суперфасфат, амафос, амафоска.

§ 46. Вуглярод і крэмній

Вуглярод C і *крэмній* Si — хімічныя элементы групы IVA перыядычнай сістэмы. Да гэтай жа групы перыядычнай сістэмы адносяцца *германій* Ge, *волава* Sn і *свінец* Pb. Вуглярод і крэмній належаць да элементаў неметалаў, германій — паўметал. У волаве і свінцу пераважаюць металічныя ўласцівасці.

Будова атамаў і ступені акіслення

Электронная канфігурацыя знешняга энергетычнага ўзроўню атамаў элементаў групы IVA — ns^2np^2, напрыклад у вугляроду — $2s^22p^2$, у крэмнію — $3s^23p^2$:



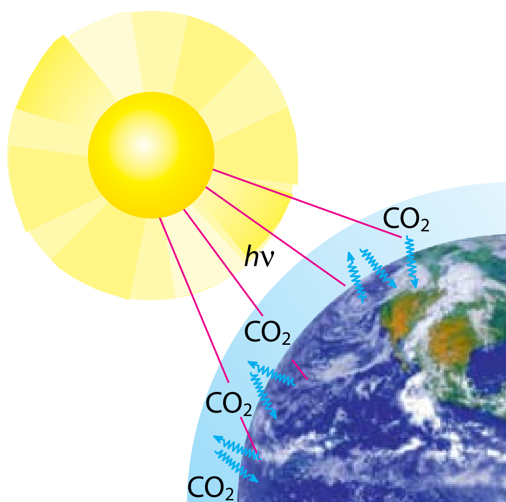
У злучэннях з іншымі элементамі атамы вугляроду і крэмнію могуць праяўляць ступені акіслення **−4**, **+2** і **+4**, для элементаў паўметалаў і металаў у іх злучэннях з іншымі элементамі (акрамя гідрыдаў) характэрны дадатныя ступені акіслення **+2** і **+4**.

Распаўсюджанасць у прыродзе

У зямной кары змяшчаецца 0,093 % вугляроду па масе, прычым ён сустракаецца як у свабодным стане, так і ў выглядзе хімічных злучэнняў з іншымі элементамі. Вуглярод з'яўляецца асновай арганічнага жыцця на Зямлі. Вялікая доля гэтага элемента ў гаручых выкапнях: вугалі, нафце, торфе і прыродным газе. У працэсе жыццядзейнасці адбываецца пастаянны **кругаварот вугляроду ў прыродзе** — пераход вугляроду з арганічных злучэнняў у неарганічныя і наадварот (мал. 77).

Мал. 77. Кругаварот вугляроду ў прыродзе

Вуглякіслы газ збіраецца ў атмасферы за кошт вывяржэння вулканаў, спальвання паліва, працы прадпрыемстваў, а таксама за кошт дыхання. Вуглякіслы газ, таксама як і іншыя складаныя часткі паветра, празрысты для бачнага сонечнага свету, таму апошні даходзіць да паверхні Зямлі праз тоўшчу атмасферы. Награваючыся, зямная паверхня выпраменьвае цяпло ў выглядзе інфрачырвонага выпраменьвання, якое часткова паглынаецца малекуламі CO_2. Цяпло не можа адысці ў касмічную прастору, таму атмасфера награваецца. Гэты працэс называюць ***парніковым эфектам*** (мал. 78).



Мал. 78. Парніковы эфект

Мал. 79. Ісландскі шпат

Прыродныя неарганічныя злучэнні вугляроду — *карбанаты*. Мінерал ***кальцыт*** $CaCO_3$ з'яўляецца асновай асадкавых горных парод — ***вапнякоў***. Іншыя мадыфікацыі карбанату кальцыю вядомыя як ***мармур*** і ***мел***.

Празрыстая разнавіднасць кальцыту — **ісландскі шпат** (мал. 79) вельмі цэніцца ў оптыцы з-за здольнасці да двупраменепраламлення святла. Скрозь крышталь ісландскага шпату любы прадмет бачыцца раздвоеным. Самы вялікі крышталь ісландскага шпату даўжынёй каля 6 метраў быў знойдзены ў 1669 годзе ў Ісландыі і лічыцца адным з цудаў сусвету.

Крэмній — другі па распаўсюджанасці на Зямлі элемент пасля кіслароду. У зямной кары ён знаходзіцца ў выглядзе *крэменязёму* SiO_2 і розных *сілікатаў*. Напрыклад, *граніт* змяшчае больш за 60 % крэменязёму, а крышталічны *кварц* з'яўляецца самым чыстым з прыродных злучэнняў крэмнію з кіслародам. Афарбаваныя разнавіднасці кварцу — аметыст, цытрын і інш. — выкарыстоўваюцца ў ювелірных вырабах. Крэмній уваходзіць у састаў раслінных (хвошч, бамбук, крапіва і інш.) і жывёльных (шкілет, злучальныя тканкі) арганізмаў.

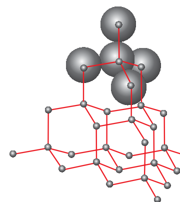
Лісце крапівы пакрыта калючымі валаскамі з чыстага аксіду крэмнію(IV), якія ўяўляюць сабой пустыя трубачкі даўжынёй 1–2 мм. Яны запоўнены вадкасцю, якая змяшчае мурашыную кіслату. Пры лёгкім дакрананні лісцяў крапівы да цела валаскі пранікаюць скрозь скуру і кіслата пападае ўнутр, выклікаючы пякоту. Пры рэзкім дакрананні крохкія валаскі абломваюцца і пякота не адчуваецца.

Простыя рэчывы. Будова і фізічныя ўласцівасці

Сярод алатропных мадыфікацый *вугляроду* найбольш вядомыя *алмаз, графіт* і *фулерэны*.

У ***алмазе*** кожны атам вугляроду абкружаны чатырма такімі ж атамамі, размешчанымі ў вяршынях правільнага тэтраэдра (мал. 80). Такая будова абумоўлівае асобыя фізічныя ўласцівасці алмазу, перш за ўсё яго цвёрдасць.

а

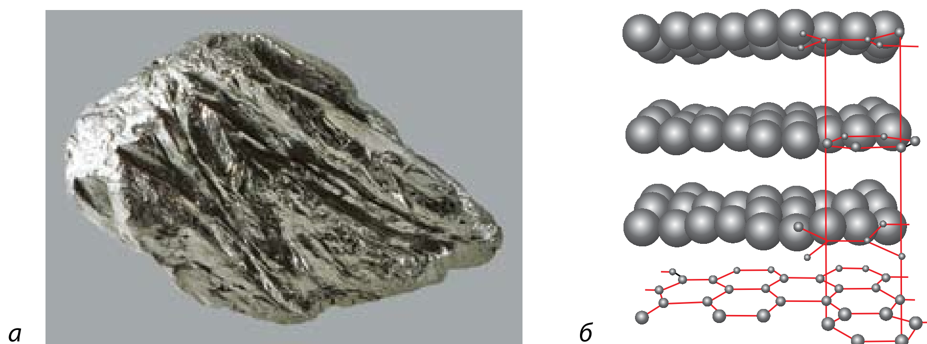
б


Мал. 80. Алмаз: *а* — знешні выгляд; *б* — мадэль будовы крышталя

Алмаз служыць эталонам цвёрдасці, якая па дзесяцібальнай шкале ацэньваецца вышэйшым балам 10.

На сёння шырока наладжана вытворчасць штучных алмазаў, у прыватнасці ў Рэспубліцы Беларусь іх вырабляюць на прадпрыемстве «Адамас» (г. Гомель).

У ***графіце*** атамы вугляроду размешчаны слаямі, якія складаюцца з шасцічленных кольцаў (мал. 81). Гэтыя слаі звязаны паміж сабою больш слаба, чым атамы вугляроду ў кожным слоі. Слаістая структура графіту абумоўлівае яго мяккасць: ён лёгка пакідае след на паперы. Графіт добра праводзіць цяпло і электрычны ток. Найдрабнейшыя крышталікі графіту ўваходзяць у састаў *сажы*, якая ўтвараецца пры няпоўным згаранні арганічных злучэнняў.



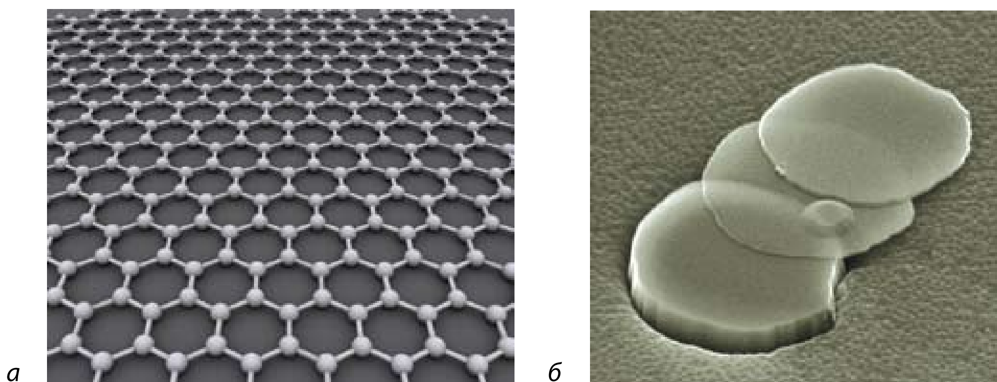
Мал. 81. Графіт: *а* — знешні выгляд; *б* — мадэль будовы крышталя

Фулерэны — гэта малекулярныя рэчывы, шарападобныя малекулы якіх утвораны атамамі вугляроду, злучанымі ў пяці- і шасцічленныя цыклы (мал. 82). Унутры малекулы фулерэнаў полыя. На сёння атрыманы фулерэны саставу C_{60}, C_{70} і інш.

Мал. 82. Фулерэн: *а* — знешні выгляд; *б* — мадэль будовы малекулы

Да алатропных мадыфікацый вугляроду адносяцца і *тубулены*, якія ўяўляюць сабой полыя цыліндрычныя трубкі. Сценкі гэтых трубак складаюцца з аднаго слоя графіту, а тарцы ўяўляюць сабой палавінкі малекул фулерэнаў. Таму тубулены разглядаюцца як прамежкавыя злучэнні паміж графітам і фулерэнамі.

Вядомыя і іншыя алатропныя мадыфікацыі вугляроду. Так, Нобелеўская прэмія 2011 года ў галіне фізікі была прысуджана за адкрыццё і даследаванне ўласцівасцей ***графена***, структура якога прадстаўлена на малюнку 83. Існуе і аморфны вуглярод — ***шкловуглярод***.



Мал. 83. Структура (*а*) і ўзоры (*б*) графена (відарыс пад электронным мікраскопам)

Крышталічная будова *крэмнію* аналагічная будове алмазу (гл. мал. 80). Крышталічны крэмній мае шэра-стальны колер і металічны бляск. Ён валодае паўправадніковымі ўласцівасцямі.

Хімічныя ўласцівасці простых рэчываў

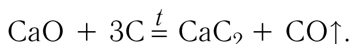
Для вугляроду і крэмнію характэрна невялікая хімічная актыўнасць: большасць рэакцый з іх удзелам адбываецца толькі пры высокай тэмпературы. Хімічныя ўласцівасці розных алатропных мадыфікацый вугляроду падобныя паміж сабой, адрозніваюцца толькі ўмовы праходжання рэакцый, таму што энергія разрыву сувязей паміж атамамі ў алмазе, графіце і іншых мадыфікацыях вугляроду розная.

У хімічных рэакцыях ***з простымі рэчывамі*** вуглярод і крэмній праяўляюць як акісляльныя, так і аднаўленчыя ўласцівасці (табл. 19). *Як аднаўнікі* яны ўзаемадзейнічаюць з кіслародам і фторам.

Табліца 19. **Хімічныя ўласцівасці вугляроду і крэмнію**

Узаемадзеянне	Вуглярод	Крэмній
з кіслародам	гарыць на паветры: $C + O_2 = CO_2\uparrow$	гарыць пры награванні вышэй за 400 °C: $Si + O_2 \overset{t}{=} SiO_2$
з аксідамі металаў	пры награванні: $3C + 2Fe_2O_3 \overset{t}{=} 4Fe + 3CO_2$	пры награванні: $3Si + 2Fe_2O_3 \overset{t}{=} 4Fe + 3SiO_2$
з металамі	пры награванні: $Ca + 2C \overset{t}{=} CaC_2$	пры награванні: $2Mg + Si \overset{t}{=} Mg_2Si$
з вадародам	пры награванні да 500 °C у прысутнасці каталізатара: $C + 2H_2 \xrightarrow{t,\ кат.} CH_4$	не ўзаемадзейнічае

У якасці *акісляльнікаў* вуглярод і крэмній выступаюць пры ўзаемадзеянні з металамі, утвараючы ***карбіды*** і ***сіліцыды*** адпаведна. Карбіды могуць быць атрыманы і пры ўзаемадзеянні вугалю з аксідамі:



$$CaO + 3C \overset{t}{=} CaC_2 + CO\uparrow.$$

У рэакцыях са ***складанымі рэчывамі***, напрыклад з аксідамі металаў (табл. 19), вуглярод і крэмній часцей за ўсё праяўляюць ***аднаўленчыя ўласцівасці***.

Прымяненне вугляроду і крэмнію

Галіны прымянення ***вугляроду*** адлюстраваны на малюнку 84. Вугляродныя матэрыялы тэхнічнага і медыцынскага прызначэння ў шырокім асартыменце выпрацоўваюцца на Светлагорскім вытворчым аб'яднанні «Хімвалакно». Тут выпрацоўваюць вугляродны медыцынскі сарбент, які выкарыстоўваецца для лячэння ран, язваў, апёкаў, а таксама ў бытавых фільтрах для вады, фільтрах у медыцынскай і харчовай прамысловасці і г. д. Шырокае прымяненне знаходзяць таксама вугляродныя ніці і тканіны, якія выпрацоўваюцца ў Светлагорску.

Крэмній шырока выкарыстоўваецца ў паўправадніковай тэхніцы і мікраэлектроніцы, без яго немагчыма ўявіць сабе ні адно сучаснае электроннае ўстройства (мал. 85). Прайшоўшы ланцужок складаных хімічных працэсаў — ад атрымання сверхчыстага крэмнію да стварэння мікрасхемы, крэмній знаходзіцца ў камп'ютарах, мабільных тэлефонах, плэерах, электронных кнігах і іншых устройствах. Прымяняецца крэмній і ў металургіі ў якасці дабаўкі да сталяў, у вытворчасці сплаваў, у батарэях для ператварэння энергіі сонечнага выпраменьвання ў электрычную энергію (мал. 86).

Мал. 84. Прымяненне вугляроду

Мал. 85. Вырабы электроннай прамысловасці (пячатныя платы на аснове крэмнію)

Мал. 86. Сонечныя батарэі

У хімічных злучэннях з іншымі элементамі атамы вугляроду і крэмнію могуць праяўляць ступені акіслення -4, +2 і +4.

Важнейшыя алатропныя мадыфікацыі вугляроду: графіт, алмаз і фулерэны. Крэмній алатропных мадыфікацый не ўтварае.

Найбольш характэрныя для вугляроду і крэмнію хімічныя рэакцыі, у якіх яны праяўляюць сябе як адноўнікі. У якасці акісляльнікаў вуглярод і крэмній выступаюць пры ўзаемадзеянні з металамі.

Пытанні і заданні

1. Як даказаць, што алмаз, графіт і фулерэны з'яўляюцца алатропнымі мадыфікацыямі аднаго і таго ж элемента?

2. У адных выпадках крэмній з'яўляецца акісляльнікам, у другіх — адноўнікам. Растлумачце гэтыя факты, грунтуючыся на будове атамаў крэмнію. Прывядзіце прыклады хімічных рэакцый.

3. Састаў палявога шпату выражаецца формулай $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$. Вылічыце масавую долю крэмнію ў палявым шпаце.

4. Якая колькасць цеплаты вылучыцца пры згаранні драўнянага вугалю масай 500 г, калі цеплавы эфект рэакцыі роўны 410 кДж? Лічыце, што драўняны вугаль уяўляе сабой чысты вуглярод.

5. Састаўце ўраўненні рэакцый вугляроду і крэмнію са фторам. У кожнай рэакцыі назавіце акісляльнік і адноўнік.

6. Напішыце ўраўненне ўзаемадзеяння вугляроду з аксідам медзі(II). Разлічыце масу медзі, якую можна атрымаць з аксіду медзі(II) масай 160 г.

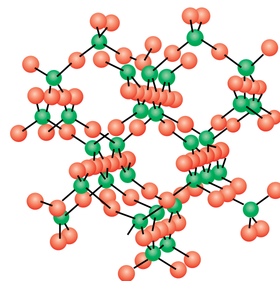
7. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

а) $C \rightarrow CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO$;

б) $SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow Ca_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2$.

§ 47. Аксіды вугляроду і крэмнію

Разгледзім больш дэтальна ўжо вядомыя вам з курса хіміі 9-га класа *аксід вугляроду(II)*, або чадны газ CO, *аксід вугляроду(IV)*, або вуглякіслы газ CO_2 і *аксід крэмнію(IV)* SiO_2. Аксіды вугляроду з'яўляюцца рэчывамі малекулярнай будовы, а аксід крэмнію(IV) SiO_2 мае атамную крышталічную рашотку, кожная структурная адзінка якой уяўляе сабой тэтраэдр з атамам крэмнію ў цэнтры і атамамі кіслароду па вуглах (мал. 87).



Мал. 87. Мадэль будовы крышталёў SiO_2

Фізічныя ўласцівасці аксідаў вугляроду і крэмнію прыведзены ў табліцы 20.

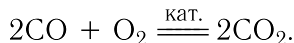
Табліца 20. **Фізічныя ўласцівасці аксідаў вугляроду і крэмнію**

	Аксід вугляроду(II)	**Аксід вугляроду(IV)**	**Аксід крэмнію(IV)**
Формула	CO	CO_2	SiO_2
Назва	чадны газ	вуглякіслы газ	крэменязём, кварц
Агрэгатны стан пры звычайных умовах	газ	газ; пры павышэнні ціску (5 МПа) лёгка звадкоўваецца і цвярдзее	цвёрдае крышталічнае рэчыва
Тэмпература плаўлення, °C	−205	узганяецца без плаўлення	1713
Колер і пах	не мае	не мае	не мае
Растваральнасць у вадзе	дрэнна раствараецца	раствараецца	не раствараецца
Дзеянне на арганізм чалавека	вельмі ядавіты	у вялікіх колькасцях выклікае ўдушша	не ядавіты

Хімічныя ўласцівасці аксідаў

Аксід вугляроду(II) — гэта несолеўтваральны аксід. Пры звычайных умовах ён не ўзаемадзейнічае ні з кіслотамі, ні са шчолачамі.

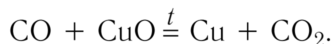
У той жа час аксід вугляроду(II) рэагуе з простымі і складанымі рэчывамі, праяўляючы пры гэтым *аднаўленчыя ўласцівасці*. Ён акісляецца *кіслародам* паветра, ператвараючыся ў аксід вугляроду(IV):



$$2CO + O_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 2CO_2.$$

У прысутнасці каталізатара — аксіду марганцу(IV) MnO_2 — дадзеная рэакцыя ідзе ўжо пры пакаёвай тэмпературы.

У якасці аднаўніка аксід вугляроду(II) узаемадзейнічае з *аксідамі металаў*:

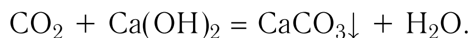


$$CO + CuO \xrightarrow{t} Cu + CO_2.$$

Нагадаем, што аксід вугляроду(II) не выпадкова называецца чадным газам. Гэты аксід вельмі ядавіты. Ён утвараецца пры няпоўным згаранні паліва і можа прывесці да моцнага атручвання і нават смерці.

Аксід вугляроду(IV) CO_2 і **аксід крэмнію(IV) SiO_2** — гэта кіслотныя солеўтваральныя аксіды. Яны ўзаемадзейнічаюць *з асновамі і асноўнымі аксідамі.*

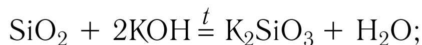
Аксід вугляроду(IV) CO_2 пры звычайных умовах узаемадзейнічае са шчолачамі ў водных растворах, з цвёрдымі шчолачамі і асноўнымі аксідамі, утвараючы солі — *карбанаты*. Так, пры прапусканні аксіду вугляроду(IV) праз насычаны раствор гідраксіду кальцыю (*«вапнавую ваду»*) выпадае асадак карбанату кальцыю:



$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Гэта рэакцыя з'яўляецца *якасная* на CO_2.

Аксід крэмнію(IV) SiO_2 узаемадзейнічае з цвёрдымі шчолачамі і асноўнымі аксідамі пры сплаўленні, утвараючы солі — *сілікаты*:



$$SiO_2 + 2KOH \overset{t}{=} K_2SiO_3 + H_2O;$$

$$SiO_2 + BaO \overset{t}{=} BaSiO_3.$$

Аксід вугляроду(IV) CO_2 узаемадзейнічае з *вадой*, утвараючы нетрывалую вугальную кіслату:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3.$$

Аксід крэмнію(IV) SiO_2 з вадой не ўзаемадзейнічае.

Аксід вугляроду(IV) не гарыць і не падтрымлівае гарэння: запаленая лучынка, унесеная ў вуглякіслы газ, гасне.

Прымяненне аксідаў вугляроду і крэмнію

Аксід вугляроду(II) выкарыстоўваецца ў якасці моцнага адноўніка ў металургіі, ён служыць зыходнай сыравінай для атрымання арганічных рэчываў.

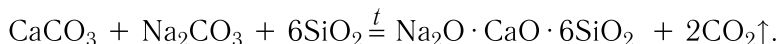
Прымяненне *вуглякіслага газу CO_2* заснавана на тым, што ён не падтрымлівае жыццядзейнасць бактэрый і цвілі, таму яго прымяняюць для захоўвання розных прадуктаў харчавання, а таксама для газіравання вады. Вуглякіслы газ уваходзіць у састаў прыродных мінеральных вод розных крыніц.

Мал. 88. «Сухі лёд»

Цвёрды CO_2 («сухі лёд») (мал. 88) выкарыстоўваецца для кароткатэрміновага захоўвання прадуктаў, якія хутка псуюцца. Акрамя

гэтага, вуглякіслы газ знаходзіць прымяненне ў вытворчасці соды, выкарыстоўваецца ў газавых лазерах.

Аксід крэмнію(IV) SiO_2 шырока прымяняюць у будаўніцтве, для атрымання шкла, керамікі, фарфору, цэглы, цэменту. Нагадаем, што для атрымання аконнага **шкла** сумесь песку SiO_2, соды Na_2CO_3, і мелу (вапняку) $CaCO_3$ награваюць да тэмпературы 800—1400 °C у спецыяльных шкловарачных печах (мал. 89):



$$CaCO_3 + Na_2CO_3 + 6SiO_2 \overset{t}{=} Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2 + 2CO_2\uparrow.$$

Калі падчас варкі шкла ў зыходную сумесь дабавіць нямнога аксіду кобальту(II) CoO, то шкло стане сіняга колеру. Дабаўка прымесі аксіду марганцу(II) MnO забяспечвае фіялетавы колер шкла і г. д. Для атрымання тугаплаўкага шкла замест карбанату натрыю Na_2CO_3 выкарыстоўваюць паташ K_2CO_3. Адметная асаблівасць шкла — гэта здольнасць размяркоўвацца і ў расплаўленым стане прымаць любую форму, якая захоўваецца пры застыванні. На гэтай уласцівасці заснавана вытворчасць посуду і мастацкіх вырабаў са шкла. Сярод вытворцаў шкла і вырабаў з яго ў Рэспубліцы Беларусь найбольш вядомыя ААТ «Шклозавод "Нёман"», ПРУП «Барысаўскі крыштальны завод», ААТ «Гомельшкло» і інш.

Бітае шкло можа факусіраваць сонечныя прамені і тым самым вызываць пажары. У прыродзе асколкі шкла растрэсківаюцца павольна і рассыпаюцца ад перападаў тэмператур. Але на паверхні Зямлі гэты працэс ідзе на працягу некалькіх соцен гадоў.

Мал. 89. Шкловарачная печ

Мал. 90. Печ для вырабу цэменту

Асноўнымі кампанентамі **цэменту**, якія атрымліваюць спяканнем сумесі вапняку і гліны пры высокіх тэмпературах (мал. 90), з'яўляюцца сілікаты кальцыю і алюмінію. На тэрыторыі нашай краіны прадпрыемствы па вытворчасці цэменту знаходзяцца ў Ваўкавыску, Касцюковічах, Крычаве.

Кварц выкарыстоўваецца таксама ў радыётэхніцы, аптычным прыборабудаванні. Шырока прымяняецца кварцавы посуд у хімічных лабараторыях. Сінтэтычны SiO_2 («белая сажа») выкарыстоўваецца як напаўняльнік у вытворчасці гумы.

Вуглярод утварае з кіслародам аксід вугляроду(II), або чадны газ CO, і аксід вугляроду(IV), або вуглякіслы газ CO_2. Для крэмнію больш вядомы аксід крэмнію(IV) SiO_2.

Аксід вугляроду(II) з'яўляецца несолеўтваральным аксідам. Для яго характэрныя аднаўленчыя ўласцівасці.

Аксід вугляроду(IV) CO_2 і аксід крэмнію(IV) SiO_2 з'яўляюцца кіслотнымі солеўтваральнымі аксідамі. Яны ўзаемадзейнічаюць з асновамі і асноўнымі аксідамі.

Пытанні і заданні

1. Вуглякіслы газ лягчэйшы або цяжэйшы за паветра? Разлічыце, у колькі разоў.

2. Як можна эксперыментальна даказаць, што пры гарэнні арганічных рэчываў вылучаюцца вуглякіслы газ і вада?

3. Параўнайце хімічныя ўласцівасці CO і CO_2. Прывядзіце адпаведныя ўраўненні хімічных рэакцый.

4. Запішыце ўраўненні рэакцый вуглякіслага газу з аксідам барыю і гідраксідам барыю. Якія ўласцівасці аксіду вугляроду(IV) пры гэтым праяўляюцца?

5. Растлумачце, чаму раствор вуглякіслага газу ў вадзе афарбоўвае лакмус у чырвоны колер? Ці зменіцца афарбоўка метыларанжу ў гэтым растворы?

6. * У некаторых раслінах знойдзена складанае крэмнійарганічнае злучэнне, састаў якога можна апісаць формулай $Si(O_2C_{39}H_{59})_4$. З якога рэчыва будзе складацца цвёрды астатак пасля працяглага награвання названага злучэння на паветры? Вызначце масавую долю астатку ў зыходным злучэнні.

7. * Вядома, што 1 м^2 паверхні зялёных раслін паглынае ў суткі вуглякіслы газ масай 5 г. Падлічыце паверхню лісцяў, якая неабходна для паглынання CO_2, што выдыхае чалавек за суткі, калі за адну гадзіну ён выдыхае вуглякіслы газ аб'ёмам (н. у.) 25 дм^3.

§ 48. Вугальная і крэмніевая кіслоты. Карбанаты і сілікаты

Паколькі аксід вугляроду(IV) CO_2 і аксід крэмнію(IV) SiO_2 з'яўляюцца кіслотнымі солеўтваральнымі аксідамі, то ім адпавядаюць вугальная і крэмніевая кіслоты.

Вугальная кіслата і яе солі

Слабая **вугальная кіслата H_2CO_3** утвараецца пры растварэнні вуглякіслага газу CO_2 у вадзе. Гэта кіслата існуе толькі ў растворах, а пры спробах вылучыць яе распадаецца на ваду і вуглякіслы газ:

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2\uparrow.$$

У водным растворы вугальная кіслата дысацыіруе ступеньчата:

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-; \qquad HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}.$$

З прыведзеных ураўненняў відаць, што пры падкісленні раствораў гідракарбанатаў і карбанатаў раўнавага зрушваецца ў бок утварэння спачатку HCO_3^- і H_2CO_3, а потым, з прычыны няўстойлівасці вугальнай кіслаты, да яе распаду з утварэннем вуглякіслага газу. Узаемадзеянне моцных кіслот з солямі вугальнай кіслаты прыводзіць да вылучэння вуглякіслага газу:

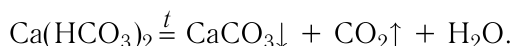
$$BaCO_3 + 2HCl = BaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Узаемадзеянне з моцнымі кіслотамі можна разглядаць як якасную рэакцыю для распазнавання карбанатаў і гідракарбанатаў.

Карбанаты і гідракарбанаты могуць узаемаператварацца. Так, пры дзеянні вуглякіслага газу ў прысутнасці вады карбанаты ператвараюцца ў гідракарбанаты:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2.$$

Пры награванні растваральны гідракарбанат кальцыю паратвараецца ў нерастваральны карбанат:

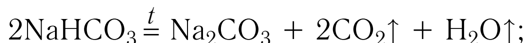


$$Ca(HCO_3)_2 \overset{t}{=} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O.$$

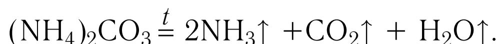
Гідракарбанаты можна перавесці ў карбанаты таксама дзеяннем лішку шчолачы:

$$Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH = CaCO_3\downarrow + Na_2CO_3 + 2H_2O.$$

Пры награванні ўсе гідракарбанаты і некаторыя карбанаты раскладаюцца з вылучэннем вуглякіслага газу:



$$2NaHCO_3 \overset{t}{=} Na_2CO_3 + 2CO_2\uparrow + H_2O\uparrow;$$



$$(NH_4)_2CO_3 \overset{t}{=} 2NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O\uparrow.$$

Прымяненне солей вугальнай кіслаты

Сярод солей вугальнай кіслаты вялікае значэнне мае карбанат кальцыю $CaCO_3$, які сустракаецца ў прыродзе ў выглядзе мармуру, вапняку, мелу. Мармур і вапняк прымяняюцца ў будаўніцтве як абліцовачныя матэрыялы. Вапняк выкарыстоўваюць для атрымання вапны, яго ўносяць у глебу для паніжэння кіслотнасці. Мел прымяняюць для пабелкі, а таксама ў шкляной прамысловасці, пры вырабе гумы і ў іншых галінах народнай гаспадаркі.

Карбанат натрыю Na_2CO_3 (*кальцыніраваная сода*) і яго крышталегідрат $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (*крышталічная сода*) выкарыстоўваюцца ў вытворчасці шкла, мыйных сродкаў, фарбавальнікаў і інш. У вялікіх колькасцях яны прымяняюцца ў цэлюлозна-папяровай, тэкстыльнай, нафтахімічнай і іншых галінах прамысловасці.

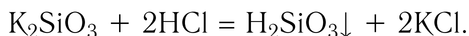
Гідракарбанат натрыю (*пітная сода*) $NaHCO_3$ шырока выкарыстоўваецца ў медыцыне, харчовай прамысловасці, побыце.

Карбанат калію K_2CO_3 (*паташ*) прымяняюць у вытворчасці шкла, мыла.

Крэмніевая кіслата і яе солі

Двухасноўная **крэмніевая кіслата H_2SiO_3** адносіцца да слабых кіслот. Па сіле яна слабейшая за вугальную кіслату.

Крэмніевую кіслату нельга атрымаць у выніку ўзаемадзеяння аксіду крэмнію(IV) SiO_2 з вадой. Яна ўтвараецца пры дзеянні больш моцных кіслот на сілікаты:



$$K_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2KCl.$$

У вадзе H_2SiO_3 практычна не раствараецца і выпадае з рэакцыйнай сумесі ў выглядзе студзяністага асадку. Састаў крэмніевай кіслаты часта апісваюць агульнай формулай $nSiO_2 \cdot mH_2O$.

Крэмніевая кіслата пры награванні або працяглым захоўванні паступова раскладаецца на ваду і аксід крэмнію(IV):

$$H_2SiO_3 \overset{t}{=} H_2O\uparrow + SiO_2.$$

Солі крэмніевай кіслаты — *сілікаты* — можна атрымаць у выніку ўзаемадзеяння пры высокай тэмпературы аксіду крэмнію(IV) з аксідамі металаў, карбанатамі або шчолачамі. Большасць сілікатаў дрэнна раствараюцца ў вадзе.

Прымяненне солей крэмніевай кіслаты

Раставаральныя ў вадзе сілікаты натрыю і калію («растворанае шкло») прымяняюцца як вогнетрывалыя сродкі для прамочвання драўніны і тканін, уваходзяць у састаў вогнетрывалых замазак. Для вырабу незгаральных і электраізаляцыйных тэкстыльных вырабаў выкарыстоўваюцца таксама прыродныя сілікаты — *азбесты*.

Прыродныя сілікаты, як вы ужо ведаеце, выкарыстоўваюцца для атрымання керамікі.

Спосаб вытворчасці фарфору — керамічнага матэрыялу, які прасвечваецца ў тонкім слоі, быў распрацаваны ў Кітаі ў 206 годзе да н. э. і трымаўся ў найстражэйшай тайне. Аднак у XIII стагоддзі венецыянскі падарожнік Марка Пола ўвёз у Італію не толькі ўзоры вырабаў з фарфору, але і рэцэпт яго вытворчасці. Магчыма, рэцэпт быў згублены, таму што вытворчасць фарфору ў Еўропе ўзнікла толькі ў пачатку XVIII стагоддзя.

У Беларусі керамічныя вырабы будаўнічага прызначэння вырабляюць на Мінскім і Брэсцкім камбінатах будаўнічых матэрыялаў, Столінскім заводзе абліцовачна-фасаднай керамікі «Гарынь», Мінскім вытворчым аб’яднанні

«Керамін», Віцебскім вытворчым аб'яднанні «Кераміка», заводах сілікатных вырабаў і цагляных заводах. Бытавыя керамічныя вырабы выраблююцца на Маладзечанскім заводзе мастацкай керамікі, Добрушскім фарфоравым заводзе.

Слабая вугальная кіслата H_2CO_3 існуе толькі ў растворах.

Солі вугальнай кіслаты, акрамя карбанатаў некаторых шчолачных металаў, пры награванні раскладаюцца з вылучэннем вуглякіслага газу.

Слабую крэмніевую кіслату можна атрымаць уздзеяннем больш моцнымі кіслотамі на растворы яе солей.

Пытанні і заданні

1. Запішыце ўраўненне дысацыяцыі вугальнай кіслаты ў водным растворы. Якія іоны пры гэтым утвараюцца?

2. Якія два рады солей вугальнай кіслаты вы ведаеце? Што адбываецца з карбанатамі і гідракарбанатамі пры дзеянні на іх моцных кіслот? Запішыце адпаведныя ўраўненні рэакцый.

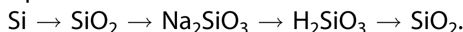
3. Пры апрацоўцы вапняку масай 300 кг лішкам салянай кіслаты вылучылася 56 дм^3 (н. у.) вуглякіслага газу. Вылічыце масавую долю карбанату кальцыю ў прыродным вапняку.

4. Гідракарбанат амонію выкарыстоўваецца пры выпечцы кандытарскіх вырабаў як разрыхляльнік тэста. Напішыце ўраўненне тэрмічнага раскладання гэтай солі.

5. У чым заключаюцца падабенства і адрозненні вугальнай і крэмніевай кіслот? Якая з гэтых кіслот больш моцная? Як гэта можна даказаць?

6. Разлічыце масу і хімічную колькасць крэмніевай кіслаты, якая атрымаецца пры дзеянні салянай кіслаты на раствор сілікату натрыю масай 200 г з масавай доляй солі, роўнай 25 %. Вызначце, якую хімічную колькасць аксіду крэмнію(IV) можна атрымаць з гэтай кіслаты.

7. Напішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



$Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2$.

Практычная работа № 3

Рашэнне эксперыментальных задач па тэме «Неметалы»

Варыянт I

Задача 1. Вызначце з дапамогай якасных рэакцый выдадзеныя вам у пранумараваных прабірках рэчывы: сульфат натрыю, карбанат натрыю.

Састаўце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе.

Задача 2. Правядзіце рэакцыі, якія дазваляюць даказаць якасны састаў салянай кіслаты. Назавіце значэнне pH у растворы (больш або менш за 7). Састаўце ўраўненне рэакцыі вызначэння хларыд-іона ў растворы.

Задача 3 (разлікова-эксперыментальная). Нейтралізуйце выдадзены вам раствор гідраксіду натрыю растворам азотнай кіслаты (у прысутнасці індыкатару). Састаўце ўраўненне хімічнай рэакцыі ў малекулярным і іонным выглядзе. Разлічыце, ці хопіць раствору масай 60 г з масавай доляй азотнай кіслаты, роўнай 10 %, на нейтралізацыю раствору масай 70 г, масавая доля гідраксіду натрыю ў якім роўна 5 %?

Варыянт II

Задача 1. Вызначце з дапамогай якасных рэакцый выдадзеныя вам у пранумараваных прабірках рэчывы: сульфат амонію, хларыд натрыю.

Састаўце ўраўненні адпаведных хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе.

Задача 2. Правядзіце рэакцыі, якія дазваляюць даказаць якасны састаў фасфату натрыю. Састаўце ўраўненні рэакцыі вызначэння фасфат-іона ў растворы.

Задача 3 (разлікова-эксперыментальная). Правядзіце рэакцыю асаджэння карбанат-іонаў з раствору карбанату натрыю.

Састаўце ўраўненні хімічнай рэакцыі ў малекулярным і іонным выглядзе.

Разлічыце, ці хопіць раствору хларыду кальцыю масай 90 г з масавай доляй солі, роўнай 10 %, для асаджэння карбанат-іонаў з раствору масай 60 г з масавай доляй карбанату натрыю, роўнай 0,2 %?

Раздзел VIII

МЕТАЛЫ

§ 49. Металы як хімічныя элементы і простыя рэчывы

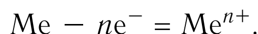
Атамы розных металаў маюць многа агульнага ў будове, а простыя і складаныя рэчывы, якія яны ўтвараюць, маюць падобныя ўласцівасці (фізічныя і хімічныя).

У канцы 2009 года вучоным было вядома 117 хімічных элементаў, прычым элемент з нумарам 118 быў ужо сінтэзаваны, а элемент з нумарам 117 — не. У лютым 2010 года ў Аб'яднаным інстытуце ядзерных даследаванняў (г. Дубна, Расія) міжнародная група вучоных завяршыла эксперымент па сінтэзе 117-га хімічнага элемента. У выніку апраменьвання мішэні, якая змяшчала атамы берклію-249, пучком разагнаных да вялікіх скарасцей ядзер атамаў кальцыю-48 быў зафіксаваны факт нараджэння ядзер 117-га элемента з масавым лікам 293. Аднак для афіцыйнага прызнання адкрыцця новага хімічнага элемента па правілах ІЮПАК трэба паўторна атрымаць такі ж вынік у другой або гэтай жа лабараторыі. У чэрвені 2012 года сінтэз 117-га элемента з масавым лікам 293 быў узноўлены вучонымі Аб'яднанага інстытута ядзерных даследаванняў. Гэта фактычна азначае афіцыйнае адкрыццё новага хімічнага элемента з атамным нумарам 117.

Становішча ў перыядычнай сістэме і будова атамаў металаў

У перыядычнай сістэме металы размяшчаюцца злева і ніжэй за ўмоўную ломаную лінію, якая праходзіць ад бору да астату (гл. форзац 1). Да металаў адносяцца амаль усе *s*-элементы (за выключэннем H, He), прыкладна палова *p*-элементаў, усе *d*-элементы і *f*-элементы (*лантаніды і актыніды*).

У большасці атамаў металаў на знешнім энергетычным узроўні змяшчаецца невялікі (1, 2 або 3) лік электронаў, якія могуць удзельнічаць ва ўтварэнні хімічных сувязей. Валентныя электроны атамаў металаў слаба (у параўнанні з атамамі неметалаў) звязаны з ядром. Таму атамы металаў адносна лёгка аддаюць свае валентныя электроны іншым атамам, выступаючы ў хімічных рэакцыях толькі ў якасці адноўнікаў і ператвараючыся пры гэтым у дадатна зараджаныя катыёны:



$$\mathrm{Me} - n\mathrm{e}^- = \mathrm{Me}^{n+}.$$

У адрозненне ад неметалаў, для атамаў металаў характэрны толькі дадатныя ступені акіслення ад **+1** да **+8**. У табліцы 21 прыведзены характэрныя ступені акіслення, якія праяўляюцца некаторымі металамі ў іх злучэннях.

Табліца 21. **Характэрныя ступені акіслення некаторых металаў у злучэннях**

Метал	**Ступені акіслення ў злучэннях**	**Прыклады злучэнняў**
Li, Na, K, Rb, Cs	+1	Li_2O, $NaOH$, K_2SO_4
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd	+2	MgO, $Ca(NO_3)_2$, Na_2BeO_2
Al	+3	Al_2O_3, $Na_3[Al(OH)_6]$, $Ca(AlO_2)_2$
Ag, Cu, Hg,	+1, +2	Ag_2O, HgO, $CuBr_2$
Sn, Pb	+2, +4	$SnCl_2$, SnO_2, $Pb(NO_3)_2$, PbO_2
Ti	+2, +3, +4	TiO, $TiCl_3$, $TiCl_4$, $BaTiO_3$
Fe, Cr	+2, +3, +6	FeO, Cr_2O_3, $Fe(OH)_3$, K_2CrO_4
Mn	+2, +4, +6, +7	MnO, MnO_2, K_2MnO_4, $KMnO_4$
Os	+2, +3, +4, +8	OsI_2, $OsCl_3$, OsO_2, OsO_4

Распаўсюджанасць металаў у прыродзе

Першыя тры з найбольш распаўсюджаных у зямной кары металаў — алюміній, жалеза і кальцый. Другія тры — натрый, калій і магній. У табліцы 22 прыведзены масавыя долі некаторых металаў у зямной кары.

Табліца 22. **Распаўсюджанасць металаў у зямной кары**

Метал	Масавая доля ў зямной кары, %	Метал	Масавая доля ў зямной кары, %
Al	8,8	Cr	$8{,}3 \cdot 10^{-3}$
Fe	4,65	Zn	$8{,}3 \cdot 10^{-3}$
Ca	3,38	Ni	$8 \cdot 10^{-3}$
Na	2,64	Cu	$4{,}7 \cdot 10^{-3}$
K	2,41	Pb	$1{,}6 \cdot 10^{-3}$
Mg	2,35	Ag	$7 \cdot 10^{-6}$
Ti	0,57	Hg	$1{,}35 \cdot 10^{-6}$
Mn	0,10	Au	$5 \cdot 10^{-8}$

Элементы, масавая доля якіх у зямной кары складае менш чым 0,01 %, называюцца *рэдкімі*. Да ліку рэдкіх металаў адносяцца, напрыклад, усе лантаніды. Калі элемент не здольны канцэнтравацца ў зямной кары, г. зн. не ўтварае ўласных руд, а сустракаецца ў якасці прымесі з іншымі элементамі, то яго адносяць да *рассеяных* элементаў.

У 40-х гадах XX стагоддзя нямецкія вучоныя — муж і жонка Вальтэр і Іда Ноддак — выказалі думку аб тым, што ў кожным камені на бруку прысутнічаюць усе элементы перыядычнай сістэмы. Спачатку гэтыя словы іх калегі сустрэлі далёка не аднадушна. Аднак па меры з'яўлення больш дакладных метадаў аналізу вучоныя пераканаліся ў справядлівасці гэтага меркавання.

Паколькі ўсе жывыя арганізмы знаходзяцца ў цесным кантакце з навакольным асяроддзем, то і ў любым жывым арганізме павінны змяшчацца калі не ўсе, то большая частка хімічных элементаў перыядычнай сістэмы. Напрыклад, у арганізме дарослага чалавека масавая доля неарганічных рэчываў (акрамя вады) складае прыкладна 6 %. З металаў у гэтых рэчывах прысутнічаюць Mg, Ca, Na і K. У саставе многіх ферментаў і іншых біялагічна актыўных арганічных злучэнняў у нашым арганізме прысутнічаюць V, Mn, Fe, Cu, Zn, Co, Ni, Mo, Cr і некаторыя іншыя металы.

У арганізме дарослага чалавека ў сярэднім змяшчаецца каля 140 г іонаў калію і каля 100 г іонаў натрыю. З ежай штодзённа мы ўжываем ад 1,5 да 7 г іонаў калію і ад 2 да 15 г іонаў натрыю. Патрэбнасць арганізму ў іонах натрыю вельмі вялікая, таму іх неабходна дабаўляць у ежу. Значная страта іонаў натрыю (у выглядзе NaCl з мачой і потам) неспрыяльна адбіваецца на здароўі чалавека. Таму ў гарачае надвор'е ўрачы рэкамендуюць піць мінеральную ваду.

Аднак і лішкавая колькасць солі ў ежы негатыўна адбіваецца на рабоце нашых унутраных органаў (у першаю чаргу сэрца і нырак).

Металы як простыя рэчывы

Амаль усе простыя рэчывы металы (за выключэннем ртуці) пры нармальных умовах знаходзяцца ў цвёрдым агрэгатным стане і маюць крышталічную будову. Вы ўжо пазнаёміліся з прыродай хімічнай сувязі ў крышталях металаў (гл. § 22).

Падабенства ў будове простых рэчываў металаў у цвёрдым стане (наяўнасць металічнай сувязі) абумоўлівае наяўнасць у іх агульных фізічных уласцівасцей. Да іх адносяцца:

- *высокая (у параўнанні з неметаламі) электра- і цеплаправоднасць;*
- *коўкасць і пластычнасць;*
- *здольнасць утвараць пры змешванні адзін з адным аднародныя сумесі (сплавы);*
- *металічны бляск.*

Нягледзячы на тое што ў цэлым у металаў вельмі шмат агульнага, фізічныя ўласцівасці канкрэтных металаў адрозніваюцца паміж сабой вельмі моцна. У табліцы 23 прыведзены фізічныя ўласцівасці некаторых металаў.

Табліца 23. **Фізічныя ўласцівасці некаторых металаў**

Метал	Тэмпература плаўлення, °C	Тэмпература кіпення, °C	Шчыльнасць, г/см^3
Hg	−39	357	13,6
Na	97,8	880	0,97
Pb	237	1745	11,3
Al	660	2467	2,70
Ag	962	2212	10,5
Au	1064	2807	19,3
Cu	1084	2567	8,96
Mn	1244	1962	7,44
Fe	1535	2750	7,87
Ti	1668	3330	4,51
Cr	1857	2672	7,19
Os	3054	5027	22,6
W	3407	5657	19,3

Калі тэмпература плаўлення металу ніжэй за 1000 °С, яго прынята называць *легкаплаўкім*, а калі вышэй — *тугаплаўкім*. Самым легкаплаўкім металам з'яўляецца ртуць, тэмпература плаўлення якой адмоўная і складае −39 °С, а самым тугаплаўкім — вальфрам, ён плавіцца пры тэмпературы, вышэйшай за 3400 °С.

Найбольшай электраправоднасцю сярод металаў валодае *серабро*. Услед за серабром ідуць *медзь* і *алюміній*. Менавіта з гэтых матэрыялаў вырабляюць праваднікі электрычнага току і цеплаты ў тэхніцы і побыце. Найбольш нізкая электраправоднасць сярод металаў у *марганцу*. Лепшым праваднікам цеплавой энергіі таксама з'яўляецца *серабро*, а горшым — *вісмут*.

Металы вельмі моцна адрозніваюцца па цвёрдасці. Самыя цвёрдыя сярод металаў — *малібдэн* і *хром*. Нізкай цвёрдасцю валодаюць шчолачныя металы. Некаторыя з іх (напрыклад, *натрый* і *калій*) можна без напружання рэзаць тупым сталовым нажом.

Удзельная шчыльнасць металаў змяняецца ад 0,5 г/см^3 у *літыю* да 22,6 г/см^3 у *осмію*. Металы, шчыльнасць якіх ніжэйшая за 5 г/см^3, называюць *лёгкімі* (напрыклад, алюміній, тытан, магній і інш.), а металы, у якіх яна вышэйшая за 5 г/см^3, — *цяжкімі* (напрыклад, жалеза, медзь, свінец, ртуць і інш.).

Жалеза і сплавы на яго аснове прынята называць *чорнымі* (напрыклад, чыгун, розныя гатункі сталі і інш.), усе астатнія металы і сплавы — *каляровымі* (напрыклад, медзь, бронза, прыпой і інш.).

Атамы металаў заўсёды аддаюць свае валентныя электроны іншым атамам і выступаюць у хімічных рэакцыях у якасці адноўнікаў.

У адрозненне ад неметалаў, для атамаў металаў характэрныя толькі дадатныя ступені акіслення.

Наяўнасць металічнай сувязі ў цвёрдых металах абумоўлівае наяўнасць у іх агульных фізічных уласцівасцей: адносна высокіх электра- і цеплаправоднасці, коўкасці, пластычнасці, металічнага бляску.

Пытанні і заданні

1. Які лік хімічных элементаў металаў вядомы на сёння?

2. З прыведзенага пераліку выберыце хімічныя элементы металы:
Rb, Br, Ta, As, Li, Ag, P, Si, In, Pb, Mn, He, F, B.

3. Як называецца ўзаемадзеянне, якое ўтрымлівае атамы металаў у саставе крышталя? Коратка растлумачце яго прыроду.

4. Прывядзіце прыклады металу:
а) лёгкага тугаплаўкага;
б) лёгкага легкаплаўкага;
в) цяжкага тугаплаўкага;
г) цяжкага легкаплаўкага.

5. Разлічыце лік атамаў, якія змяшчаюцца ў медным кубіку з даўжынёй рабра, роўнай 2,54 мм.

6. Чаму роўны аб'ём узору серабра, які змяшчае столькі ж атамаў, колькі іх змяшчаецца ва ўзоры жалеза масай 680 кг?

§ 50. Агульныя хімічныя ўласцівасці металаў

Вы ўжо знаёмы з некаторымі агульнымі хімічнымі ўласцівасцямі металаў: узаемадзеяннем з неметаламі, вадой, кіслотамі, солямі. Аднак гэтыя рэакцыі для кожнага з металаў часта маюць асаблівасці і патрабуюць ведання ўмоў іх правядзення.

Паколькі ва ўсіх хімічных рэакцыях з удзелам металаў іх атамы могуць толькі аддаваць электроны, на ўмовы працякання такіх рэакцый уплывае тое, наколькі лёгка атамы металу аддаюць іх.

Рад актыўнасці металаў

Лёгкасць, з якой атамы металу аддаюць свае электроны іншым атамам, характарызуе аднаўленчую актыўнасць дадзенага атама. Чым лягчэй атам металу аддае свае электроны, тым больш моцным адноўнікам ён з'яўляецца. Калі размясціць у рад металы ў парадку змяншэння іх аднаўленчай здольнасці ў водных растворах, мы атрымаем вядомы нам ***рад актыўнасці металаў***, які называецца таксама *электрахімічным радам напружанняў* або *выцясняльным радам* металаў (гл. форзац 2).

Па сваёй хімічнай актыўнасці металы адрозніваюцца паміж сабой вельмі моцна. У цэлым, хімічную актыўнасць простага рэчыва металу можна прыкладна ацаніць па яго палажэнні ў радзе актыўнасці. Самыя актыўныя металы размешчаны ў пачатку гэтага рада (злева), самыя малаактыўныя — у канцы (справа).

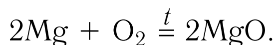
Узаемадзеянне з неметаламі

Металы ўступаюць у рэакцыі з неметаламі з утварэннем бінарных злучэнняў. Умовы, неабходныя для ажыццяўлення гэтых рэакцый, а таксама і іх прадукты моцна адрозніваюцца паміж сабой для розных металаў.

Так, напрыклад, шчолачныя металы актыўна рэагуюць з кіслародам (у тым ліку з паветра) пры пакаёвай тэмпературы:

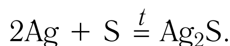
$$4Li + O_2 = 2Li_2O; \qquad 2Na + O_2 = Na_2O_2.$$

Металы сярэдняй актыўнасці рэагуюць з кіслародам пры награванні. Пры гэтым утвараюцца аксіды:



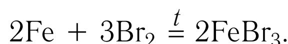
$$2Mg + O_2 \overset{t}{=} 2MgO.$$

Большасць металаў пры награванні з парашком серы ўтвараюць адпаведныя сульфіды:



$$2Ag + S \overset{t}{=} Ag_2S.$$

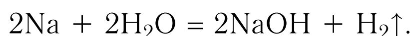
Практычна ўсе металы рэагуюць з галагенамі. Умовы ажыццяўлення гэтых рэакцый залежаць ад актыўнасці металу і галагену і могуць моцна адрозвівацца — ад пакаёвай тэмпературы для актыўных металаў (напрыклад, калію, барыю) да моцнага награвання для малаактыўных металаў (золата, плаціны). Пры гэтым утвараюцца адпаведныя галагеніды:



$$2Fe + 3Br_2 \overset{t}{=} 2FeBr_3.$$

Узаемадзеянне з вадой

Актыўныя металы бурна ўзаемадзейнічаюць з вадой пры пакаёвай тэмпературы (мал. 91):



$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

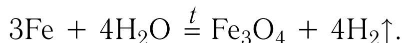
Паверхня некаторых металаў (напрыклад, магнію і алюмінію) засцерагаецца шчыльнай плёнкай аксіду металу. Гэта перашкаджае працяканню рэакцыі з вадой. Аднак калі плёнку выдаліць або парушыць яе цэласнасць, то гэтыя металы таксама актыўна ўступаюць у рэакцыю. Напрыклад, магній, не ўступаючы ў рэакцыю з халоднай вадой, рэагуе з гарачай вадой (мал. 92):

$$Mg + 2H_2O = Mg(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Мал. 91. Узаемадзеянне натрыю з вадой

Мал. 92. Рэакцыя магнію з гарачай вадой

Пры павышанай тэмпературы з вадой уступаюць у рэакцыю і менш актыўныя металы: Zn, Fe, Mn і др. Пры прапусканні вадзяной пары над распаленымі жалезнымі стружкамі працякае рэакцыя:

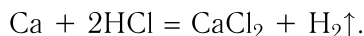


$$3Fe + 4H_2O \overset{t}{=} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow.$$

Менавіта так, прапускаючы пару вады над распаленымі чыгуннымі стружкамі, пераважна жалезнымі, раней атрымлівалі вадарод у прамысловых маштабах.

Узаемадзеянне з кіслотамі

Металы, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці да вадароду, рэагуюць з кіслотамі (акрамя HNO_3) з утварэннем солей і вадароду. Актыўныя металы (шчолачныя і шчолачна-зямельныя) рэагуюць з кіслотамі вельмі бурна (з вялікай скорасцю, аж да выбуху):



$$Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2\uparrow.$$

Малаактыўныя металы, размешчаныя паблізу ад вадароду, часта практычна не раствараюцца ў кіслотах. Гэта абумоўлена малой скорасцю дадзенага працэсу, аднак падчас растварэнне становіцца цяжкім па іншых прычынах. Напрыклад, свінец, які размешчаны ў радзе актыўнасці перад вадародам, павінен растварацца ў разбаўленых салянай і сернай кіслотах. Аднак ажыццявіць гэта на практыцы немагчыма з прычыны ўтварэння на паверхні свінцу шчыльнай плёнкі нераствoранай солі ($PbSO_4$ або $PbCl_2$) у першапачатковы момант працэсу, у выніку чаго рэакцыя практычна спыняецца з-за адсутнасці кантакту паміж металам і растворам кіслаты.

Лабараторны дослед 8

Узаемадзеянне металаў з растворамі кіслот

У пяць прабірак памясціце па грануле (кавалачку) наступных металаў: 1) цынк, 2) жалеза, 3) алюміній, 4) магній, 5) медзь.

У кожную прабірку наліце кіслоты аб'ёмам 1—2 $см^3$: у прабіркі 1, 3, 5 — саляную кіслату, у прабіркі 2, 4 — разбаўленую серную кіслату.

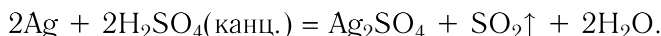
Параўнайце хімічную актыўнасць металаў у адносіне да кіслот па інтэнсіўнасці вылучэння вадароду. Састаўце ўраўненні магчымых хімічных рэакцый, зрабіце вывады.

Як адзначалася ў § 43, у азотнай кіслаце раствараюцца металы, размешчаныя ў радзе актыўнасці як перад, так і пасля вадароду. Пры гэтым заўсёды ўтвараюцца нітрат металу і вада, а таксама розныя прадукты аднаўлення азотнай

кіслаты. У залежнасці ад умоў правядзення рэакцыі (канцэнтрацыя кіслаты, актыўнасць металу, тэмпература) у якасці прадуктаў аднаўлення азотнай кіслаты могуць утварацца рэчывы, у якіх азот мае ступень акіслення ад **−3** да **+4** (NH_4NO_3, N_2, N_2O, NO, NO_2):

$$4Zn + 10HNO_3(\text{разб.}) = 4Zn(NO_3)_2 + N_2O\uparrow + 5H_2O.$$

Канцэнтраваная серная кіслата таксама можа ўступаць у рэакцыі з металамі (гл. § 39), размешчанымі ў радзе актыўнасці пасля вадароду (Cu, Ag, Hg):

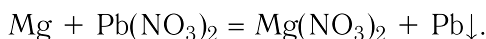


$$2Ag + 2H_2SO_4(\text{канц.}) = Ag_2SO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Алюміній, хром і жалеза пры пакаёвай тэмпературы не ўступаюць у рэакцыю з канцэнтраванымі сернай і азотнай (але не салянай!) кіслотамі з-за ўтварэння на паверхні шчыльнай плёнкі адпаведных аксідаў металаў. Гэта з’ява называецца *пасівацыяй*. Дзякуючы ёй становіцца магчымым транспартаваць канцэнтраваныя кіслоты (напрыклад, H_2SO_4 і HNO_3) у стальных цыстэрнах.

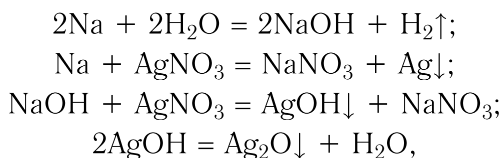
Узаемадзеянне з солямі

Вы ўжо ведаеце, што металы могуць уступаць у рэакцыі з растворамі солей іншых металаў з утварэннем новага металу і новай солі. Больш актыўны метал (які размешчаны ў выцясняльным радзе лявей за вадарод) можа выцясняць менш актыўны (размешчаны правей за вадарод) з раствору яго солі. На практыцы такія рэакцыі прымяняюцца толькі для атрымання металаў з малой актыўнасцю — тых, якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці правей за волава:



$$Mg + Pb(NO_3)_2 = Mg(NO_3)_2 + Pb\downarrow.$$

У выпадку актыўных металаў, напрыклад шчолачных і шчолачна-зямельных, падобныя рэакцыі ўскладнены пабочнымі працэсамі — узаемадзеяннем металу з вадой з утварэннем шчолачы і вадароду, узаемадзеяннем шчолачы, якая ўтвараецца, з соллю ў растворы і інш. Напрыклад, у выпадку рэакцыі натрыю з водным растворам $AgNO_3$ могуць працякаць працэсы:



$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow;$$
$$Na + AgNO_3 = NaNO_3 + Ag\downarrow;$$
$$NaOH + AgNO_3 = AgOH\downarrow + NaNO_3;$$
$$2AgOH = Ag_2O\downarrow + H_2O,$$

а таксама некаторыя іншыя. Таму актыўныя металы практычна не выкарыстоўваюцца ў падобных рэакцыях. Запіс ураўнення толькі рэакцыі замяшчэння

паміж металам і соллю не адлюстроўвае ўсіх працэсаў, якія працякаюць, таму ўраўненні такіх рэакцый з удзелам шчолачных і шчолачна-зямельных металаў запісваць не трэба.

Аб хімічнай актыўнасці металу можна прыкладна меркаваць па яго размяшчэнні ў радзе актыўнасці. Чым лявей за вадарод размешчаны ў ім метал, тым вышэй яго хімічная актыўнасць у водным растворы. Актыўныя металы размешчаны ў пачатку гэтага рада, а малаактыўныя — у канцы.

Пытанні і заданні

1. Як звязана хімічная актыўнасць металу з яго становішчам у выціскальным радзе?

2. Назавіце лік электронаў, пратонаў, нейтронаў, электронных слаёў у атамах: а) натрыю; б) алюмінію.

3. Сярод пералічаных выберыце самы хімічна актыўны метал: медзь, кальцый, алюміній, серабро.

4. Разлічыце масу алюмінію, якая змяшчаецца ў магній-алюмініевым сплаве масай 450 г з масавай доляй магнію 40,0 %.

5. Прывядзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

$Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$;

$Ca \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca$.

6. Разлічыце аб'ём (н. у.) кіслароду, неабходнага для атрымання з алюмінію яго аксіду масай 42,0 г.

§ 51. Карозія металаў

Металы і іх сплавы валодаюць каштоўнымі ўласцівасцямі, дзякуючы якім яны знаходзяць шырокае прымяненне ва ўсіх галінах практычнай дзейнасці чалавека. Аднак уласцівасці вырабаў з металаў і іх сплаваў з цягам часу могуць моцна змяняцца. Прычынай гэтага часта з'яўляецца негатыўны ўплыў навакольнага асяроддзя. Пад уплывам рэчываў, якія змяшчаюцца ў навакольным асяроддзі, металы могуць разбурацца. Працэс узаемадзеяння металаў і іх сплаваў з кампанентамі навакольнага асяроддзя, у выніку якога адбываецца разбурэнне металаў, называецца *карозіяй*.

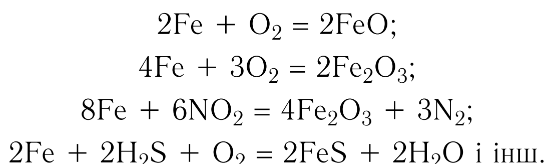
На сёння найбольш шырока выкарыстоўваюцца жалеза і сплавы на яго аснове. Працэс карозіі жалеза і сплаваў на яго аснове называюць *ржаўленнем*.

Карозія жалеза

Пры карозіі жалеза працякаюць хімічныя рэакцыі, у выніку якіх атамы жалеза акісляюцца і пераходзяць у злучэнні Fe(II) і Fe(III).

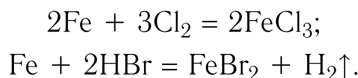
Адрозніваюць два віды карозіі — *хімічную* і *электрахімічную*.

Хімічная карозія працякае ў тым выпадку, калі ў састаў навакольнага асяроддзя ўваходзяць рэчывы, здольныя акісляць атамы жалеза. Напрыклад, дэталі з жалеза і яго сплаваў пры высокай тэмпературы могуць рэагаваць з газападобнымі кампанентамі атмасферы (O_2, O_3, H_2S, SO_2, NO_2 і інш.). Пры гэтым могуць працякаць розныя працэсы хімічнай карозіі жалеза:



$$2Fe + O_2 = 2FeO;$$
$$4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3;$$
$$8Fe + 6NO_2 = 4Fe_2O_3 + 3N_2;$$
$$2Fe + 2H_2S + O_2 = 2FeS + 2H_2O \text{ і інш.}$$

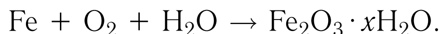
Наяўнасць у паветры газападобных галагенаў або галагенавадародаў (напрыклад, у хімічнай вытворчасці) рэзка паскарае хімічную карозію жалеза і яго сплаваў:



$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3;$$
$$Fe + 2HBr = FeBr_2 + H_2\uparrow.$$

Калі ў працэсе карозіі ўдзельнічаюць растворы электралітаў (кіслот, асноў і солей), то гаворка ідзе аб электрахімічнай карозіі. Утварэнне на жалезных вырабах слоя рыжага колеру (з рознымі адценнямі) у большасці выпадкаў звязана менавіта з электрахімічнай карозіяй.

Працэс электрахімічнай карозіі — гэта вынік складаных гетэрагенных хімічных рэакцый, у якіх удзельнічаюць кампаненты навакольнага асяроддзя. Часцей за ўсё мы сустракаемся з *атмасфернай карозіяй*, якая вызвана прысутнасцю кіслароду і пары вады. У гэтым выпадку працэс карозіі можна ўмоўна выразіць наступнай сумарнай схемай:



$$Fe + O_2 + H_2O \rightarrow Fe_2O_3 \cdot xH_2O.$$

Прадукт працэсу карозіі жалеза — *іржа* — не мае стэхіяметрычнага саставу. Строга кажучы, у кожным канкрэтным выпадку (ціск кіслароду, вільготнасць паветра, тэмпература, працягласць працэсу, састаў жалезнага сплаву, стан паверхні вырабу і г. д.) утвараюцца розныя па саставе рэчывы або сумесі рэчываў. Па гэтай прычыне на практыцы можна назіраць іржу ад светла-

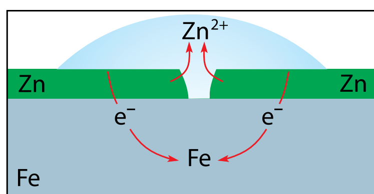
жоўтага да цёмна-карычневага або амаль чорнага колеру (мал. 93).

Калі жалезны выраб знаходзіцца ў кантакце з іншым металам, то ў залежнасці ад актыўнасці гэтага металу працэс карозіі або паскараецца, або запавольваецца.

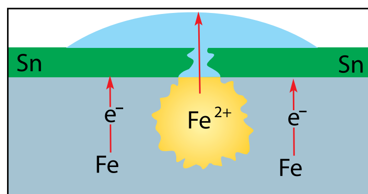
Так, калі другі метал з'яўляецца больш актыўным, то працэсс карозіі жалеза запавольваецца за кошт карозіі больш актыўнага металу. Напрыклад, жалеза ў кантакце з цынкам будзе падвяргацца карозіі больш павольна, працэс будзе ісці да таго часу, пакуль не разбурыцца ўвесь цынк (мал. 94).

Мал. 93. Жалезныя вырабы, пакрытыя прадуктамі атмасфернай карозіі

Калі жалеза знаходзіцца ў кантакце з менш актыўным металам, то яго карозія рэзка ўзмацняецца. Напрыклад, жалеза ў кантакце з волавам падвяргаецца карозіі значна хутчэй, чым чыстае жалеза (мал. 95).



Мал. 94. Схема карозіі жалеза ў кантакце з цынкам

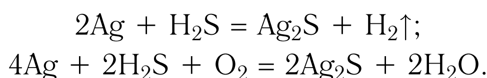


Мал. 95. Схема карозіі жалеза ў кантакце з волавам

Карозія іншых металаў

Разбурэнню пад уздзеяннем навакольнага асяроддзя падвяргаюцца не толькі жалеза і сплавы на яго аснове. Карозіі падвержаныя і значна менш актыўныя металы, напрыклад медзь і серабро.

Добра вядома, што сярэбраныя вырабы з цягам часу цямнеюць. Для таго каб ім надаць прывабны выгляд, такія вырабы даводзіцца чысціць. Прычына падобнай з'явы заключаецца ва ўтварэнні на паверхні серабра плёнкі прадуктаў карозіі. У атмасферы, якая змяшчае нават сляды серавадароду, могуць працякаць працэсы ўтварэння чорнага сульфіду серабра, з-за якога сярэбраныя вырабы страчваюць бляск:



$$2Ag + H_2S = Ag_2S + H_2\uparrow;$$
$$4Ag + 2H_2S + O_2 = 2Ag_2S + 2H_2O.$$

Калі ў атмасферы прысутнічае азон нават у невялікіх колькасцях, то адбываецца ўтварэнне чорнага аксіду серабра Ag_2O. З-за гэтага сярэбраныя вырабы страчваюць металічны бляск.

Зразумела, што чым ніжэй хімічная актыўнасць металу, тым у меншай ступені ён падвержаны карозіі. Вось чаму такія металы, як золата, плаціна, называюць высакароднымі — з-за сваёй хімічнай інертнасці яны практычна не падвяргаюцца атмасфернай карозіі і захоўваюць свой зыходны бляск нават у агрэсіўнай атмасферы, якая змяшчае розныя хімічныя рэагенты.

З невысакародных металаў вельмі высокай каразійнай устойлівасцю валодае тытан і сплавы на яго аснове. У спецыяльных эксперыментах тытанавыя вырабы захоўвалі свае ўласцівасці на працягу дзесяці гадоў знаходжання ў марской вадзе, якая для металаў (жалеза, алюміній), што шырока прымяняюцца, з'яўляецца вельмі агрэсіўным асяроддзем.

Засцярога ад карозіі

Радыкальны спосаб барацьбы з карозіяй — гэта выкарыстоўванне матэрыялаў (напрыклад, пластмас), якія значна больш устойлівыя да яе. Аднак гэты шлях часта абмежаваны нізкімі механічнымі ўласцівасцямі такіх матэрыялаў у параўнанні з жалезам і іх адносна высокім коштам. У цяперашні момант жалеза і сплавы на яго аснове — самыя даступныя канструкцыйныя матэрыялы па спалучэнні цаны і механічных ўласцівасцей. Усякае ўскладненне саставу сплаваў або іх змена прыводзяць да павышэння кошту канечных вырабаў або зніжэння іх эксплуатацыйных якасцей, што ў большасці выпадкаў непрымальна.

Метады засцярогі ад карозіі прынята падзяляць на *пасіўныя* і *актыўныя*.

Сутнасць першых зводзіцца да спынення або запавольвання доступу актыўных кампанентаў навакольнага асяроддзя да металу (у выпадку атмасфернай карозіі — гэта O_2 і H_2O). Для гэтай мэты можна выкарыстоўваць розныя пакрыцці: лакі, фарбы, плёнкі з масел або розных нафтапрадуктаў, плёнкі з металаў. Засцерагальнае дзеянне пакрыцця звязана з яго пранікальнасцю для кіслароду і пары вады — чым менш пранікальнасць пакрыцця, тым больш моцным ахоўным дзеяннем яно валодае. Напрыклад, пры захаванні жалезных дэталей на складзе іх часта пакрываюць слоем вазеліну або салідолу, якія пры далейшай эксплуатацыі выдаляюць.

Ахоўныя лакафарбавыя пакрыцці павінны валодаць добрай счаплялльнасцю (адгезіяй) з паверхняй вырабу. Не ўсякі лак або фарба могуць з'яўляцца эфектыўнай аховай ад карозіі. З металічных пакрыццяў шырока выкарыстоўваюцца плёнкі з нікелю і хрому, якія наносяцца з дапамогай электролізу

на жалезныя вырабы шляхам катоднага асаджэння гэтых металаў. Шырокае прымяненне атрымала луджэнне — пакрыццё жалезных паверхняў волавам.

Актыўныя метады засцярогі ад карозіі заснаваны на выкарыстанні металаў больш актыўных, чым жалеза. На практыцы шырока прымяняецца ацынкоўванне жалезных вырабаў. Пры гэтым слой цынку рэзка запавольвае працэс карозіі жалезнага вырабу, але толькі да таго часу, пакуль не акісліцца ўвесь цынк. Прынцыповае адрозненне карозіі дэталей, пакрытых цынкам і, напрыклад, волавам, у тым, што пры пашкоджанні цынкавага пакрыцця яго засцерагальнае дзеянне захоўваецца, а пры пашкоджанні алавянага пакрыцця — карозія ўзмацняецца. Гэта адбываецца таму, што цынк больш, а волава — менш актыўны метал за жалеза.

Працэс узаемадзеяння металаў і сплаваў з кампанентамі навакольнага асяроддзя, у выніку якога адбываецца разбурэнне металаў, называецца карозіяй.

Існуюць пасіўныя і актыўныя метады засцярогі ад карозіі. Пасіўныя метады заснаваны на выкарыстанні розных пакрыццяў. Актыўныя метады засцярогі ад карозіі заснаваны на выкарыстанні металаў больш актыўных за жалеза.

Пытанні і заданні

1. Які працэс называецца карозіяй?

2. Як змяняецца ступень акіслення атамаў жалеза ў працэсе карозіі?

3. Прывядзіце два прыклады хімічнай карозіі жалеза. Запішыце ўраўненні хімічных рэакцый, якія працякаюць пры гэтым.

4. Які састаў мае іржа? Прывядзіце формулу, якая адлюстроўвае яе састаў, і растлумачце, чаму іржа мае розны колер.

5. Састаўце ўраўненне хімічнай карозіі серабра ў атмасферы, якая змяшчае азон.

6. Масавая доля жалеза ва ўзоры іржы складае 53,7 %. Які лік малекул вады прыпадае на 100 формульных адзінак аксіду жалеза(III) у даследаваным узоры? Запішыце формулу даследаванага ўзору іржы.

§ 52. Агульныя спосабы атрымання металаў. Прымяненне металаў і іх сплаваў

З металамі ў свабодным стане чалавек знаёмы з глыбокай старажытнасці. Першапачаткова чалавецтву былі вядомы толькі 7 металаў («металы старажытнасці» — Cu, Ag, Au, Hg, Pb, Sn, Fe). Потым былі адкрыты і атрыманы ў свабодным выглядзе больш за 85 новых металаў.

Агульныя спосабы атрымання металаў

Выкарыстоўваць металы ў свабодным стане чалавек навучыўся ў старажытнасці. Першымі сярод іх былі золата, серабро і медзь. Аднак толькі асваенне працэсу выплаўкі жалеза ў вялікіх масштабах прывяло да перавароту ў прамысловасці.

У навакольнай прыродзе хімічныя элементы металы сустракаюцца як у выглядзе простых рэчываў (або ў свабодным выглядзе), так і ў выглядзе злучэнняў. Форма знаходжання элементаў металаў у прыродных умовах залежыць ад іх хімічнай актыўнасці.

Хімічна малаактыўныя металы (напрыклад, медзь, золата, серабро, плаціна, паладый і інш.), якія знаходзяцца ў радзе актыўнасці металаў правей за вадарод, у прыродзе могуць сустракацца як у выглядзе простых рэчываў, так і ў выглядзе злучэнняў. Металы з высокай хімічнай актыўнасцю (напрыклад, натрый, калій, кальцый, алюміній, магній і інш.) у прыродных умовах могуць існаваць толькі ў выглядзе злучэнняў. У табліцы 24 прыведзены назвы і састаў некаторых злучэнняў, якія змяшчаюць металы, што сустракаюцца ў прыродзе.

Табліца 24. **Злучэнні металаў, якія сустракаюцца ў прыродзе**

Мінерал	Асноўнае рэчыва	Мінерал	Асноўнае рэчыва
Мел, мармур, вапняк	$CaCO_3$	Апатыт	$3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$
Пірыт, жалезны калчадан	FeS_2	Баксіт	$Al_2O_3 \cdot nH_2O$
Медны бляск	Cu_2S	Гіпс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
Глаўберава соль	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	Даламіт	$CaCO_3 \cdot MgCO_3$
Сільвініт	$KCl \cdot NaCl$	Барыт	$BaSO_4$
Флюарыт	CaF_2	Халькапірыт	$CuFeS_2$
Крыяліт	Na_3AlF_6	Галіт, каменная соль	$NaCl$
Малахіт	$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$	Магнетыт	Fe_3O_4

У тым выпадку, калі ў прыродных умовах метал знаходзіцца ў *свабодным стане*, яго атрыманне зводзіцца толькі да раздзялення адпаведных сумесей (напрыклад, з пустой пародай, з іншымі металамі і г. д.). Пры гэтым пераважна выкарыстоўваюцца вядомыя фізічныя метады раздзялення сумесей. Гэта не азначае, што хімічныя метады для гэтага не падыходзяць — важную ролю ў выбары метадаў раздзялення адыгрывае эканамічная мэтазгоднасць.

Большасць металаў, якія актыўна прымяняюцца чалавекам у гаспадарчай дзейнасці, атрымліваюць у выніку хімічных рэакцый з *руд*. Каб атрымаць металы з руды ў свабодным стане, неабходна правесці працэс *аднаўлення*:

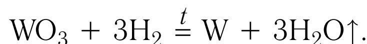
$$Me^{n+} + ne^- = Me.$$

Для гэтага выкарыстоўваюць розныя адноўнікі. Для атрымання металаў у якасці адноўнікаў прымяняюць *вадарод, розныя актыўныя металы, вуглярод (у выглядзе коксу), аксід вугляроду(II)*. Таксама для атрымання металаў выкарыстоўваецца пастаянны электрычны ток.

Тэхналагічныя працэсы, якія ляжаць у аснове прамысловых спосабаў атрымання металаў з руд, можна падзяліць на *піраметалургічныя, гідраметалургічныя* і *электраметалургічныя*.

Піраметалургічныя метады атрымання металаў заснаваны на выкарыстанні розных адноўнікаў для атрымання металаў шляхам іх аднаўлення з руд (у цвёрдым агрэгатным стане) пры высокай тэмпературы. У гідраметалургічных метадах працэс аднаўлення працякае ў водным растворы, а ў электраметалургічных працэсах адноўнікам з’яўляецца пастаянны электрычны ток.

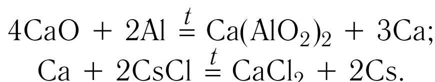
Аднаўленне з дапамогай вадароду. Вадарод як адноўнік можа выкарыстоўвацца для атрымання металаў з сярэдняй і малой актыўнасцю, напрыклад вальфраму, малібдэну з іх злучэнняў (часцей за ўсё аксідаў). Аднаўленне працякае пры награванні адпаведнага аксіду ў струмені газападобнага вадароду:



$$WO_3 + 3H_2 \stackrel{t}{=} W + 3H_2O\uparrow.$$

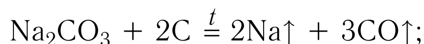
Актыўныя металы (Na, Ca, Al, Mg) аднавіць вадародам з іх аксідаў немагчыма.

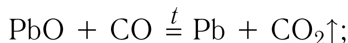
Аднаўленне металамі (металатэрмія). Металы прымяняюцца ў якасці адноўнікаў для атрымання іншых металаў з самых розных злучэнняў. Метад атрымання металаў з іх злучэнняў з дапамогай алюмінію называецца *алюматэрміяй*. Напрыклад, алюміній выкарыстоўваецца ў прамысловасці для атрымання кальцыю з яго аксіду, а кальцый — для атрымання цэзію:

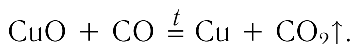


$$4CaO + 2Al \stackrel{t}{=} Ca(AlO_2)_2 + 3Ca;$$
$$Ca + 2CsCl \stackrel{t}{=} CaCl_2 + 2Cs.$$

Пры высокай тэмпературы *свабодны вуглярод* і *аксід вугляроду(II)* з’яўляюцца моцнымі адноўнікамі. Так, пры награванні сумесі карбанату натрыю з лішкам вугляроду можна атрымаць натрый, а прапускаючы CO над нагрэтымі аксідамі свінцу або медзі — свінец і медзь:


$$Na_2CO_3 + 2C \overset{t}{=} 2Na\uparrow + 3CO\uparrow;$$

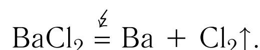

$$PbO + CO \overset{t}{=} Pb + CO_2\uparrow;$$


$$CuO + CO \overset{t}{=} Cu + CO_2\uparrow.$$

Свабодны вуглярод (у выглядзе коксу) і аксід вугляроду(II) служаць адноўнікамі пры прамысловай вытворчасці жалеза ў доменным працэсе.

З дапамогай электролізу ў прамысловых умовах атрымліваюць многія актыўныя металы, напрыклад калій, натрый, кальцый і інш. Працэс у гэтым выпадку ажыццяўляюць не ў растворы (метал, які ўтвараецца, актыўна рэагуе з вадой), а ў расплаве пры павышанай тэмпературы:

$$2NaCl \overset{ϟ}{=} 2Na + Cl_2\uparrow;$$


$$BaCl_2 \overset{ϟ}{=} Ba + Cl_2\uparrow.$$

Увесь алюміній, які вырабляецца ў свеце ў прамысловых маштабах, атрымліваюць шляхам электролізу раствору аксіду алюмінію ў расплаўленым крыяліце Na_3AlF_6. Працэс, які пры гэтым працякае, можна выразіць сумарным ураўненнем:

$$2Al_2O_3 \overset{ϟ}{=} 4Al + 3O_2\uparrow.$$

Штогод у прамысловых маштабах вырабляюць мільёны тон металаў. Уяўленне аб тым, які прыкладна аб’ём займае прамысловая вытворчасць некаторых важнейшых металаў, дае табліца 25.

Табліца 25. **Сусветная прамысловая вытворчасць некаторых металаў**

Металы	**Вытворчасць, т/год**
Fe	$7 \cdot 10^8$
Al, Cu, Mn	10^7
Ni, Zn, Pb	10^6–10^7
Mg, Sn, Na	10^5–10^6
W, U, Ti	10^4–10^5
Ag, Au, Hg	10^3–10^4

Сплавы металаў

Большая частка атрыманых у прамысловых маштабах металаў, выкарыстоўваецца для вытворчасці *сплаваў*. Асноўная маса жалеза, тытану, магнію, алюмінію, якія выплаўляюцца, выкарыстоўваецца менавіта з гэтай мэтай. Вельмі каштоўная якасць сплаваў — гэта іх уласцівасці, якіх няма ні ў воднага з кампанентаў сплаву. Так, напрыклад, сплаў золата з меддзю валодае больш высокай цвёрдасцю, чым чыстыя золата і медзь.

Адно з прымяненняў вісмуту — легкаплаўкія сплавы на яго аснове. Часцей за іншых выкарыстоўваецца сплаў Вуда, масавая доля вісмуту ў якім састаўляе 50 %, свінцу — 25 %, волаву — 12,5 %, кадмію — 12,5 %. Плавіцца дадзены сплаў пры 69 °C, хоць кожны з металаў мае значна больш высокую тэмпературу плаўлення (Bi — 271 °C, Pb — 327 °C, Sn — 232 °C, Cd — 321 °C). Падобныя сплавы прымяняюцца ў якасці легкаплаўкіх прыпояў, а таксама для вырабу засцерагальнікаў электрычнай апаратуры.

На малюнку 96 паказаны вырабы з некаторых чорных і каляровых металаў.

Чыгун — сплаў жалеза з вугляродам (масавая доля больш за 2 %), які змяшчае невялікія колькасці крэмнію, марганцу, фосфару, серы і іншых элементаў. У параўнанні з чыстым жалезам ён валодае павышанай цвёрдасцю і высокай крохкасцю.

Сталь — сплаў жалеза, у якім масавая доля вугляроду не перавышае 2 % і які таксама змяшчае невялікія колькасці марганцу, крэмнію, серы, фосфару

Мал. 96. Вырабы з чорных і каляровых металаў

і іншых элементаў. Дабаўленне ў сталь вальфраму, ванадыю, хрому, нікелю і іншых металаў надае сталі вельмі каштоўныя якасці (гарачаўстойлівасць, устойлівасць да карозіі, высокую цвёрдасць і інш.).

Бронза — сплаў медзі з другімі металамі (волавам, алюмініем, свінцом, крэмніем і інш.). Валодае значна большай цвёрдасцю, чым чыстая медзь.

Латунь — сплаў медзі з цынкам (масавая доля цынку да 35 %). Валодае высокай пластычнасцю.

Прымяненне металаў і іх злучэнняў

Мал. 97. Свердзел з пабядзітавым наканечнікам

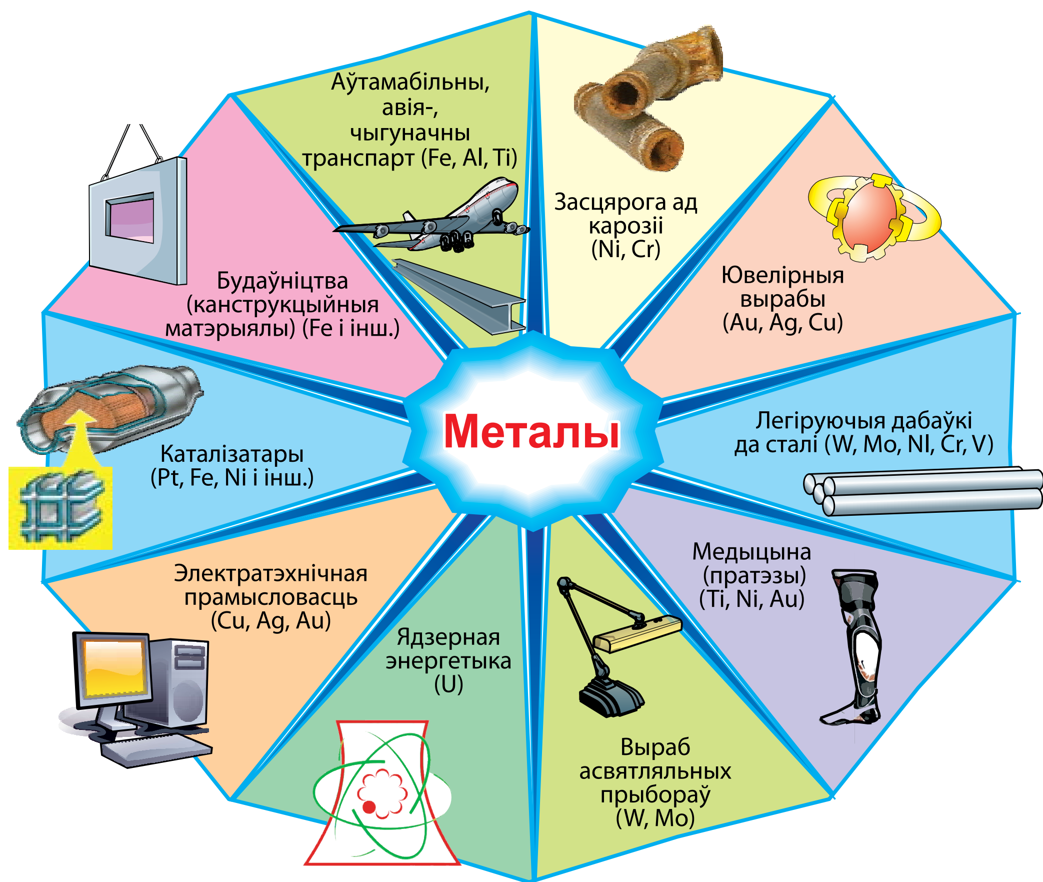
Карбід вальфраму WC — вельмі цвёрдае і хімічна інертнае рэчыва, тэмпература плаўлення якога састаўляе каля 2800 °C. Яно выкарыстоўваецца для вытворчасці звышцвёрдага сплаву — пабядзіту, у састаў якога ўваходзяць карбіды вальфраму і кобальту (часам у яго састаў дабаўляецца карбід тытану TiC). З гэтага сплаву вырабляюць наканечнікі свердзелаў (мал. 97) для свідравання цвёрдых матэрыялаў (пабядзітавыя свердзелы).

Ніхром (сплаў нікелю і хрому) валодае высокай гарачаўстойлівасцю. Таму з яго вырабляюць электрычныя награвальныя элементы. Дзякуючы высокай цвёрдасці некаторыя віды бронзы выкарыстоўваюць у прыборабудаванні (берыліевая бронза). З бронзы таксама вырабляюць мастацкія адліўкі (помнікі, барэльефы і інш.).

Некаторыя галіны прымянення металаў, сплаваў і злучэнняў металаў прадстаўлены на малюнку 98.

Форма знаходжання элементаў металаў у прыродзе залежыць ад іх хімічнай актыўнасці. Хімічна малаактыўныя металы ў прыродзе могуць знаходзіцца як у выглядзе простых рэчываў, так і ў выглядзе злучэнняў. Металы з высокай хімічнай актыўнасцю могуць знаходзіцца ў прыродных умовах толькі ў выглядзе злучэнняў.

Для атрымання металаў у якасці адноўнікаў прымяняюць вадарод, розныя актыўныя металы, вуглярод (у выглядзе коксу), аксід вугляроду(II). Пастаянны электрычны ток таксама выкарыстоўваецца для атрымання металаў з іх злучэнняў.



Мал. 98. Некаторыя галіны прымянення металаў

Пытанні і заданні

1. З пераліку металаў выберыце тыя, якія ў прыродных умовах могуць знаходзіцца ў выглядзе простых рэчываў: натрый, алюміній, золата, медзь, кальцый, плаціна, серабро, магній, цынк. Сцісла растлумачце свой выбар.

2. Прывядзіце формулы трох адноўнікаў, якія выкарыстоўваюцца для атрымання металаў з руд.

3. Неабходна прыгатаваць сплаў медзі з цынкам масай 1,80 т. Медзь якой масы неабходна для гэтага, калі масавая доля цынку ў сплаве роўна 45,0 %?

4. Кокс якой масы спатрэбіцца для поўнага аднаўлення аксіду свінцу(II) масай 20,0 т, калі масавая доля вугляроду ў коксе складае 92,0 %?

5. Вадарод якога аб'ёму (н. у.) спатрэбіцца для аднаўлення сумесі аксідаў жалеза(II) і жалеза(III) масай 12,0 кг з масавай доляй аксіду жалеза(III), роўнай 80,0 %?

§ 53. Металы груп IA і IIA

Асобая роля, якую адыгрываюць злучэнні некаторых элементаў груп IA і IIA як у жывой прыродзе, так і ў гаспадарчай дзейнасці чалавека, заслугоўвае падрабязнага разгляду хіміі гэтых элементаў.

Група IA

Металы групы IA называюцца *шчолачнымі металамі*. Да іх адносяцца *літый* Li, *натрый* Na, *калій* K, *рубідый* Rb, *цэзій* Cs і *францый* Fr. У той жа групе размешчаны і вадарод (гл. § 36).

У апошняга са шчолачных металаў — францыю — стабільных нуклідаў няма, а ў самага даўгавечнага з іх (^{223}Fr) перыяд паўраспаду вельмі малы (не перавышае 22 мінут).

На знешнім энергетычным узроўні атамаў шчолачных металаў ёсць адзіны электрон ns^1. Для ўсіх элементаў групы IA характэрна толькі ступень акіслення **+1**. Вынікам такой простай будовы знешняга энергетычнага ўзроўню з'яўляецца блізкасць уласцівасцей усіх прадстаўнікоў гэтай групы.

Шчолачныя металы з-за сваёй высокай хімічнай актыўнасці ў прыродных умовах сустракаюцца толькі ў выглядзе злучэнняў. Па распаўсюджанасці ў зямной кары асабліва вылучаюцца натрый і калій (прыкладна 2,40–2,50 % па масе), масавая доля астатніх шчолачных металаў не перавышае 0,01 %.

Простыя рэчывы, утвораныя элементамі групы IA, — гэта серабрыста-белыя мяккія металы. Найбольш цвёрды з іх літый, але і ён рэжацца нажом. У табліцы 26 прыведзены фізічныя ўласцівасці простых рэчываў, якія ўтвораны металамі групы IA.

Табліца 26. **Фізічныя ўласцівасці шчолачных металаў кіпення**

Метал	Тэмпература плаўлення, °C	Тэмпература кіпення, °C	Шчыльнасць, г/см^3
Li	180	1336	0,53
Na	97,8	880	0,97
K	63,7	762	0,86
Rb	38,5	696	1,52
Cs	28,5	670	1,87

Група IIA

У групу IIA уваходзяць шэсць металаў: *берылій* Be, *магній* Mg, *кальцый* Ca, *стронцый* Sr, *барый* Ba і *радый* Ra. Кальцый, стронцый, барый і радый называюць *шчолачна-зямельнымі металамі*. Усе ізатопы радыю радыеактыўныя, а самы даўгавечны з іх $^{226}_{88}Ra$ мае перыяд паўраспаду, роўны 1620 гадам.

На знешнім энергетычным узроўні ў атамаў гэтых элементаў ёсць два электроны ns^2. У злучэннях з іншымі элементамі яны заўсёды праяўляюць адзіную ступень акіслення **+2**.

Распаўсюджанасць магнію і кальцыю ў зямной кары складае каля 1,4—1,5 % (па масе). Масавыя долі Be, Sr і Ba у зямной кары не перавышаюць 0,01 %, а радыеактыўны радый з’яўляецца прадуктам распаду ўрану і змяшчаецца ў зямной кары ў вельмі малых колькасцях (каля 10^{-12} % па масе). З прычыны высокай хімічнай актыўнасці ўсе элементы групы IIA у прыродных умовах сустракаюцца толькі ў выглядзе злучэнняў.

Простыя рэчывы, утвораныя элементамі групы IIA, у кампактным стане ўяўляюць сабой тыповыя металы з характэрным металічным бляскам з рознымі адценнямі (ад шэрага да серабрыстага). Іх фізічныя ўласцівасці прадстаўлены ў табліцы 27.

Табліца 27. **Фізічныя ўласцівасці металаў групы IIA**

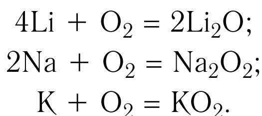
Метал	**Тэмпература плаўлення, °C**	**Тэмпература кіпення, °C**	**Шчыльнасць, г/см³**
Be	1283	2470	1,86
Mg	650	1103	1,74
Ca	850	1490	1,54
Sr	770	1357	2,60
Ba	710	1634	3,50
Ra	960	1536	5,00

Хімічныя ўласцівасці і атрыманне простых рэчываў

Металы, утвораныя элементамі груп IA і IIA, валодаюць вельмі высокай хімічнай актыўнасцю. Шчолачныя металы на паветры хутка пакрываюцца слоем прадуктаў узаемадзеяння з кампанентамі, якія змяшчаюцца ў паветры.

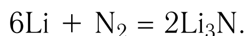
Пры пакаёвай тэмпературы да кіслароду ўстойлівыя толькі берылій і магній дзякуючы наяўнасці аксіднай плёнкі на іх паверхні. Пры награванні акісленне берылію і магнію кіслародам працякае вельмі інтэнсіўна.

У залежнасці ад умоў правядзення рэакцыі (ціску кіслароду, тэмпературы) могуць утварацца *аксіды* (Li, Be — Ra), *пераксіды* (Na, K) і *надпераксіды* (K — Cs):



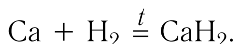
$$4Li + O_2 = 2Li_2O;$$
$$2Na + O_2 = Na_2O_2;$$
$$K + O_2 = KO_2.$$

Літый і радый рэагуюць з азотам пры пакаёвай тэмпературы, астатнія металы пры награванні — з утварэннем *нітрыдаў*:



$$6Li + N_2 = 2Li_3N.$$

Пры награванні ў струмені вадароду шчолачныя і шчолачна-зямельныя металы ўтвараюць *гідрыды*, якія маюць іонную будову ў крышталічным стане:

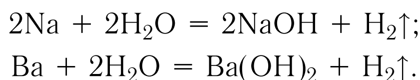


$$Ca + H_2 \overset{t}{=} CaH_2.$$

З галагенамі і серай утвараюцца адпаведныя *галагеніды* і *сульфіды*:

$$2K + Br_2 = 2KBr; \qquad Mg + S \overset{t}{=} MgS.$$

Шчолачныя і шчолачна-зямельныя металы бурна рэагуюць з вадой пры пакаёвай тэмпературы з утварэннем адпаведных гідраксідаў і вадароду:



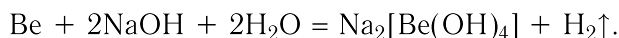
$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow;$$
$$Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Пры пакаёвых умовах берылій устойлівы як у халоднай, так і ў гарачай вадзе. Парашкападобны магній павольна рэагуе толькі з гарачай вадой:

$$Mg + 2H_2O = Mg(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Усе металы лёгка раствараюцца ў растворах кіслот (сернай, салянай, фосфарнай і г. д.) з утварэннем адпаведных солей і вадароду. Магній практычна не раствараецца ў плавікавай кіслаце HF з-за малой растваральнасці яго фтарыду, а берылій рэагуе з HNO_3 толькі пры награванні. Астатнія металы актыўна рэагуюць з азотнай кіслатой з утварэннем нітратаў і прадуктаў аднаўлення азоту (часта ў выглядзе NH_4NO_3).

Берылій лёгка раствараецца ў водных растворах шчолачаў:

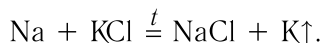


$$Be + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Be(OH)_4] + H_2\uparrow.$$

Шчолачныя, шчолачна-зямельныя металы, магній у прамысловых умовах атрымліваюць у асноўным электролізам расплаваў галагенідаў (часцей за ўсё хларыдаў):

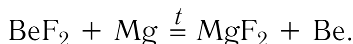
$$MgCl_2 \overset{↯}{=} Mg + Cl_2\uparrow.$$

Калій атрымліваюць з хларыду калію аднаўленнем парай натрыю пры высокай тэмпературы дзякуючы больш высокай лятучасці калію:



$$Na + KCl \overset{t}{=} NaCl + K\uparrow.$$

Парашкападобны берылій атрымліваюць метадам *металатэрміі*:



$$BeF_2 + Mg \overset{t}{=} MgF_2 + Be.$$

Аксіды, гідраксіды і солі

Элементы групы IA утвараюць аксіды саставу Me_2O і адпаведныя ім гідраксіды MeOH, якія праяўляюць ярка выражаныя асноўныя ўласцівасці, што ўзмацняюцца па групе зверху ўніз.

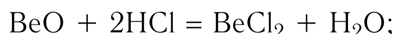
Элементы групы IIA утвараюць аксіды саставу MeO, ім адпавядаюць гідраксіды $Me(OH)_2$. Асноўны характар аксідаў і гідраксідаў у гэтым выпадку таксама нарастае пры руху па групе зверху ўніз, але змяняецца ад амфатэрных уласцівасцей у BeO і $Be(OH)_2$ да асноўных — у RaO і $Ra(OH)_2$. Гідраксіды берылію і магнію не раствараюцца ў вадзе, а гідраксіды шчолачна-зямельных металаў з'яўляюцца шчолачамі.

Аксіды шчолачных, шчолачна-зямельных металаў раствараюцца ў вадзе, утвараючы гідраксіды:

$$Li_2O + H_2O = 2LiOH.$$

BeO і MgO з вадой не рэагуюць, і адпаведныя ім гідраксіды атрымліваюць у выніку абменнай рэакцыі солей са шчолачамі.

Аксіды і гідраксіды ўсіх элементаў груп IA і IIA лёгка раствараюцца ў кіслотах, а аксід і гідраксід берылію, акрамя гэтага, і ў растворах шчолачаў:



$$BeO + 2HCl = BeCl_2 + H_2O;$$

$$Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Be(OH)_4].$$

Пры сплаўленні з асноўнымі аксідамі, асновамі і карбанатамі BeO і $Be(OH)_2$ утвараюць *берылаты*:

$$BeO + CaO \overset{t}{=} CaBeO_2;$$

$$Be(OH)_2 + K_2CO_3 \overset{t}{=} K_2BeO_2 + CO_2\uparrow + H_2O\uparrow.$$

Практычна ўсе солі шчолачных металаў добра раствараюцца ў вадзе, малараствaральныя толькі некаторыя з іх, напрыклад Li_2CO_3, $KClO_4$.

Пры награванні гідраксіды (акрамя NaOH, KOH, RbOH і CsOH) раскладаюцца на адпаведны асноўны аксід і ваду:

$$2LiOH \overset{t}{=} Li_2O + H_2O\uparrow;$$

$$Ca(OH)_2 \overset{t}{=} CaO + H_2O\uparrow.$$

Важнейшыя злучэнні элементаў груп IA і IIA і іх прымяненне

Многія злучэнні элементаў, якія мы разглядаем, знайшлі шырокае прымяненне ў разнастайных галінах дзейнасці чалавека (табл. 28).

Табліца 28. **Важнейшыя злучэнні элементаў груп IA і IIA і іх прымяненне**

Злучэнне	Трывіяльная назва	Прымяненне
$NaCl$	Кухонная соль	Атрыманне натрыю і яго злучэнняў, харчовая прамысловасць
KCl	Хларыд калію	Калійнае ўгнаенне
KNO_3	Калійная салетра	Азотнае і калійнае ўгнаенні
$KCl \cdot NaCl$	Сільвініт	Атрыманне KCl, калію і яго злучэнняў
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	Горкая, або англійская, соль	Паслабляльны сродак у медыцыне
$NaNO_3$	Натрыевая салетра	Азотнае ўгнаенне
$NaOH$	Каўстычная сода	У прамысловасці
CaO	Нягашаная вапна	Будаўніцтва
$Ca(OH)_2$	Гашаная вапна	Будаўніцтва
$NaHCO_3$	Пітная сода	Харчовая прамысловасць, у побыце
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	Крышталічная сода	Вытворчасць шкла, пральных парашкоў, у побыце
$BaSO_4$	Сульфат барыю	Рэнтгенакантраснае рэчыва ў медыцыне
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Гіпс	Будаўніцтва
$CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$	Алебастр	Будаўніцтва
$CaCO_3$	Мел, мармур, вапняк	Вытворчасць вапны, цэменту, шкла

Лабараторны дослед 9

Выяўленне іонаў кальцыю ў растворы

У дзве прабіркі наліце раствор хларыду кальцыю аб'ёмам 1—2 $см^3$. У першую прабірку дабаўце некалькі кропель раствору карбанату натрыю, а ў другую — столькі ж раствору сульфату натрыю (або сульфату калію). Звярніце ўвагу на ўтварэнне асадку ў абедзвюх прабірках. Параўнайце асадкі. Ці адрозніваюцца яны візуальна? Якому з рэактываў вы аддалі б перавагу для выяўлення іонаў кальцыю ў растворы?

Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе.

Біялагічная роля злучэнняў Na, K, Mg і Ca

На долю іонаў Na^+, K^+, Mg^{2+} і Ca^{2+} у арганізме чалавека прыпадае 99 % (па ліку атамаў) усіх іонаў металаў.

Са злучэнняў шчолачных металаў важную ролю для жывых арганізмаў, у тым ліку і чалавека, адыгрываюць злучэнні натрыю і калію. Іоны гэтых металаў удзельнічаюць у працэсах перадачы нервовага імпульсу ў арганізме чалавека.

Для падтрымання воднага рэжыму важнымі з'яўляюцца суадносіна паміж іонамі Na^+ і K^+ у арганізме. У арганізме чалавека канцэнтрацыя іонаў калію ўнутры клетак вышэйшая (0,12—0,15 моль/$дм^3$), чым іонаў натрыю (0,01 моль/$дм^3$). У міжклетачнай прасторы, наадварот, канцэнтрацыя іонаў натрыю вышэйшая, чым іонаў калію. Розныя канцэнтрацыі гэтых іонаў унутры і звонку клетак дазваляюць рэгуляваць водныя патокі праз мембраны (каліева-натрыевая помпа).

Калій садзейнічае фотасінтэзу ў раслін і стымулюе працэсы прарастання семян.

Для жывых арганізмаў не менш, чым злучэнні шчолачных металаў, важнымі з'яўляюцца злучэнні магнію і кальцыю.

Магній уваходзіць у састаў хларафілу — зялёнага пігменту раслін. Пры яго ўдзеле ажыццяўляецца працэс фотасінтэзу. Іоны магнію таксама ўдзельнічаюць у рэгуляванні актыўнасці некаторых ферментаў і клетачных сістэм.

Злучэнні кальцыю складаюць аснову шкілета ўсіх пазваночных, а таксама зубоў, шалупіння ад яек. Іоны кальцыю ўваходзяць у састаў некаторых бялкоў і ферментатыўных сістэм, якія ўплываюць на згусальнасць крыві, асматычны ціск у клетках.

Канцэнтрацыя іонаў Ca^{2+} унутры клетак роўна прыкладна 10^{-6} моль/$дм^3$, а па-за клеткамі — у 1000 разоў вышэй, тады як іонаў магнію ўнутры клетак больш, чым па-за імі. Звычайна іоны кальцыю актывіруюць пазаклетачныя ферменты, а іоны магнію — унутрыклетачныя.

На знешнім электронным узроўні атамаў шчолачных металаў знаходзіцца адзін электрон (ns^1), у злучэннях яны заўсёды праяўляюць ступень акіслення +1. Іх аксіды і гідраксіды валодаюць асноўнымі ўласцівасцямі.

На знешнім энергетычным узроўні металаў групы IIA знаходзяцца два электроны (ns^2), у злучэннях яны заўсёды праяўляюць ступень акіслення +2. Аксід і гідраксід берылію валодаюць амфатэрнымі ўласцівасцямі, а аксіды і гідраксіды астатніх металаў групы IIA валодаюць асноўнымі ўласцівасцямі.

Пытанні і заданні

1. Запішыце сімвалы хімічных элементаў, якія адносяцца:
а) да шчолачных металаў; б) шчолачна-зямельных металаў.

2. Чаму ў прыродных умовах элементы груп IA і IIA не сустракаюцца ў выглядзе простых рэчываў?

3. Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:
а) $CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaH_2$;
б) $Li \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2O \rightarrow LiH_2PO_4 \rightarrow LiOH \rightarrow Li$.

4. Вызначце масу карбанату натрыю для прыгатавання раствору масай 400 г з масавай доляй карбанату натрыю 8,50 %.

5. Вадарод якога аб'ёму (н. у.) вылучыцца пры растварэнні ў лішку салянай кіслаты сплаву магнію з кальцыем масай 18,0 г, у якім масавыя долі металаў роўныя?

§ 54. Алюміній

Асобая важнасць алюмінію для сучаснай прамысловай вытворчасці і паўсядзённага жыцця патрабуе асобнага разгляду яго ўласцівасцей. Тым больш што ў адрозненне ад элементаў груп IA і IIA хімія алюмінію намнога больш разнастайная, хоць і значна ўступае хіміі металаў груп B.

Алюміній як элемент і простае рэчыва

Будова электроннай абалонкі атама алюмінію — $[Ne]3s^2 3p^1$. У сваіх злучэннях алюміній заўсёды праяўляе толькі адну ступень акіслення, роўную **+3**.

У свабодным стане алюміній уяўляе сабой светлы бліскучы метал, адносна мяккі, легкаплаўкі ($t_{пл}$ = 660 °C) і лёгкі (шчыльнасць 2,7 г/см^3) з высокай цепла- і электраправоднасцю.

Упершыню алюміній быў атрыманы ў 1825 годзе дацкім хімікам Гансам Крысціянам Эрстэдам шляхам аднаўлення хларыду алюмінію амальгамай калію пры награванні. У 1855 годзе на Парыжскай выстаўцы быў паказаны алюмініевы брусок пад назвай «серабро з гліны», які каштаваў каля 254 $/кг, што было намнога вышэй цаны на золата. Толькі ў 1886 годзе незалежна адзін ад аднаго амерыканец Чарльз Мартын Хол і француз Поль Эру адкрылі больш практычны электралітычны метад атрымання алюмінію. Па меры ўдасканальвання тэхналогіі цана на алюміній зніжалася, і ўжо ў 1888 годзе яна складала каля 11 $/кг, а ў 1893 годзе — каля 1,7 $/кг. Прыкладна такая ж яна і на сёння (2012 г.).

Алюміній — актыўны метал, аднак пры звычайных умовах ён устойлівы на паветры і захоўвае свой металічны бляск працяглы час. Паверхня алюмінію пакрытая тонкай, нябачнай вачам, празрыстай, але шчыльнай плёнкай аксіду алюмінію, якая перашкаджае ўзаемадзеянню алюмінію з кампанентамі атмасферы (парай вады і кіслародам).

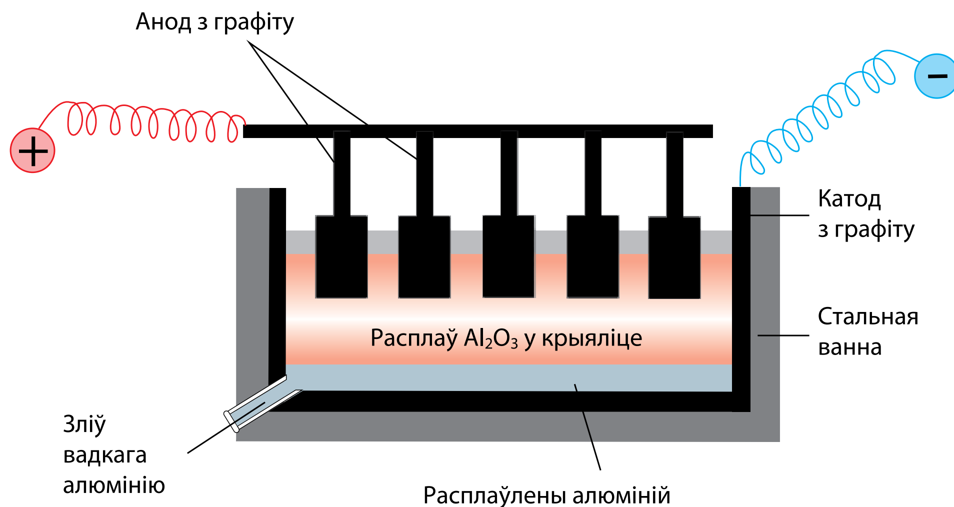
Знаходжанне ў прыродзе і атрыманне

У зямной кары алюміній сустракаецца толькі ў саставе злучэнняў, якія змяшчаюць пераважна атамы крэмнію і кіслароду, — алюмасілікатаў. Па распаўсюджанасці ў зямной кары алюміній займае трэцяе месца пасля кіслароду і крэмнію, а сярод металаў — першае.

Асноўнымі прыроднымі мінераламі алюмінію з'яўляюцца *баксіт*, састаў якога можна прыкладна выразіць формулай $Al_2O_3 \cdot xH_2O$, *нефелін* $(Na,K)_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2H_2O$, *каалініт* $Al_2O_3 \cdot SiO_2 \cdot 2H_2O$. Апошні ўяўляе сабой прыклад шматлікіх *алюмасілікатаў*, якія вельмі шырока распаўсюджаны ў прыродзе.

У прамысловых умовах алюміній атрымліваюць з баксітаў. Пры награванні баксітаў утвараецца аксід алюмінію, тэмпература плаўлення якога перавышае 2000 °C. Аднавіць алюміній з аксіду з дапамогай традыцыйных адноўнікаў практычна немагчыма, таму яго атрымліваюць метадам электролізу. Працэс атрымання пры такой высокай тэмпературы тэхнічна вельмі складаны і эканамічна немэтазгодны. Таму замест расплаву аксіду алюмінію выкарыстоўваюць яго раствор у *крыяліце* Na_3AlF_6, які плавіцца пры значна больш нізкай тэмпературы. Пры гэтым на катодзе аднаўляецца алюміній, а на анодзе — акісляецца кісларод. Сумарную рэакцыю можна выразіць ураўненнем:

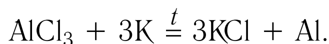
$$2Al_2O_3 \overset{⚡}{=} 4Al + 3O_2\uparrow.$$



Мал. 99. Схема электролізнай ванны для атрымання алюмінію

Ва ўмовах працэсу (каля 1000 °C) алюміній, што ўтвараецца, знаходзіцца ў расплаўленым стане і яго перыядычна выліваюць з электролізнай ванны (мал. 99).

У лабараторных умовах невялікую колькасць алюмінію можна атрымаць шляхам аднаўлення хларыду алюмінію каліем пры высокай тэмпературы:



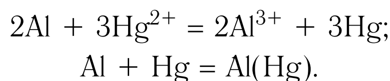
$$AlCl_3 + 3K \overset{t}{=} 3KCl + Al.$$

Менавіта так алюміній і быў упершыню атрыманы ў свабодным стане.

Хімічныя ўласцівасці алюмінію

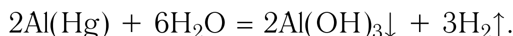
Становішча алюмінію ў радзе актыўнасці металаў сведчыць аб яго высокай хімічнай актыўнасці. На самай справе, каб яе назіраць, напрыклад, у рэакцыях з кіслародам і вадой неабходна забяспечыць надзейны доступ рэагентаў да паверхні металу. Зрабіць гэта, абдзіраючы паверхню чым-небудзь цвёрдым, немагчыма, паколькі аксідная плёнка ўтвараецца зноў вельмі хутка, і рэакцыя спыняецца (пашкоджаныя месцы «залечваюцца»). Для гэтага можна выкарыстоўваць здольнасць алюмінію ўтвараць *амальгаму* — сплаў з ртуццю, з якой плёнка аксіду алюмінію механічна счэплена вельмі слаба і лёгка знішчаецца. Практычна гэта можна зрабіць, апусціўшы алюміній на некалькі секунд у падкіслены раствор солі ртуці(II) (напрыклад, $HgCl_2$ або $Hg(NO_3)_2$).

Пры гэтым працякае рэакцыя замяшчэння і атрымліваецца металічная ртуць, якая асаджаецца на паверхні алюмінію і ўтварае з ім амальгаму:



$$2Al + 3Hg^{2+} = 2Al^{3+} + 3Hg;$$
$$Al + Hg = Al(Hg).$$

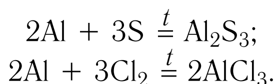
Калі такі алюміній (ён называецца *амальгаміраваны алюміній*) змясціць у ваду, то ён актыўна рэагуе з ёй (мал. 100):



$$2Al(Hg) + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow.$$

Мал. 100. Узаемадзеянне амальгаліраванага алюмінію з вадой

Пры награванні алюміній актыўна рэагуе з кіслародам, серай, галагенамі. Пры гэтым утвараюцца адпаведныя бінарныя злучэнні:



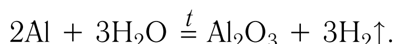
$$2Al + 3S \overset{t}{=} Al_2S_3;$$
$$2Al + 3Cl_2 \overset{t}{=} 2AlCl_3.$$

Цікава працякае рэакцыя алюмінію з ёдам. Калі змяшаць пры пакаёвай тэмпературы парашкападобныя алюміній і ёд, то бачных прыкмет рэакцыі не назіраецца. Аднак дастаткова дабавіць да рэакцыйнай сумесі адну кроплю вады, як пачынаецца бурная экзатэрмічная рэакцыя:

$$2Al + 3I_2 = 2AlI_3.$$

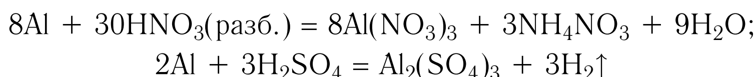
Цеплаты вылучаецца так многа, што ёд, які змяшчаецца ў сумесі, выпараецца і ўтварае густую цёмна-фіялетавую пару. Вада ў гэтай рэакцыі выконвае ролю каталізатара. Рэакцыя паміж неарганічнымі рэчывамі вельмі рэдка каталізуецца вадой. Гэты працэс з'яўляецца рэдкім прыкладам такіх рэакцый.

Калі над нагрэтымі алюмініевымі стружкамі прапускаць пару вады, то працякае рэакцыя:



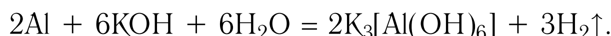
$$2Al + 3H_2O \overset{t}{=} Al_2O_3 + 3H_2\uparrow.$$

Алюміній лёгка раствараецца ў разбаўленых кіслотах:



$$8Al + 30HNO_3(\text{разб.}) = 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O;$$
$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$$

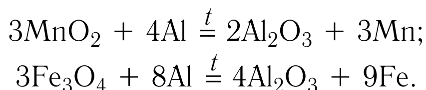
і ў лішку раствораў шчолачаў з утварэннем комплексных солей:



$$2Al + 6KOH + 6H_2O = 2K_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow.$$

Канцэнтраваныя азотная і серная кіслоты не ўзаемадзейнічаюць з алюмініем, пасівіруючы яго паверхню з-за ўтварэння шчыльнай плёнкі аксіду алюмінію.

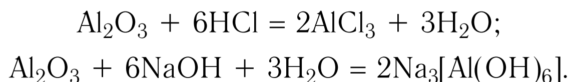
Пры высокай тэмпературы алюміній узаемадзейнічае з аксідамі іншых металаў з утварэннем металу і аксіду алюмінію. Гэты метад атрымання металаў называецца *алюматэрміяй*. Такім чынам, у лабараторных умовах лёгка можна атрымаць, напрыклад, марганец, жалеза і іншыя металы:



$$3MnO_2 + 4Al \overset{t}{=} 2Al_2O_3 + 3Mn;$$
$$3Fe_3O_4 + 8Al \overset{t}{=} 4Al_2O_3 + 9Fe.$$

Аксід, гідраксід і солі алюмінію

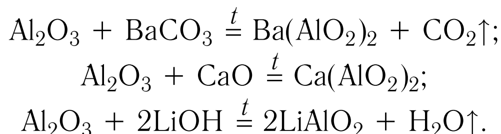
Алюміній утварае аксід саставу Al_2O_3. Гэта рэчыва існуе ў розных крышталічных мадыфікацыях, якія адрозніваюцца ўласцівасцямі. Аксід алюмінію валодае амфатэрнымі ўласцівасцямі — рэагуе з растворамі кіслот і шчолачаў:



$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O;$$
$$Al_2O_3 + 6NaOH + 3H_2O = 2Na_3[Al(OH)_6].$$

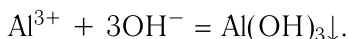
У сапраўднасці гэтыя рэакцыі можна практычна правесці толькі з аксідам, атрыманым пры нізкай тэмпературы, напрыклад асцярожным абязводжваннем гідраксіду алюмінію. Аксід алюмінію, атрыманы пры высокай тэмпературы (напрыклад, пры згаранні алюмінію або напальванні іншых злучэнняў алюмінію) вельмі інертны і скорасць яго растварэння ў растворах кіслот і шчолачаў вельмі малая. Поўнасцю растварыць такі аксід у растворах кіслот і шчолачаў практычна немагчыма.

Пры сплаўленні аксіду алюмінію з асновамі, асноўнымі аксідамі і карбанатамі ўтвараюцца адпаведныя *метаалюмінаты*:



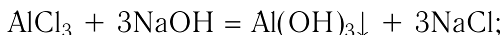
$$Al_2O_3 + BaCO_3 \overset{t}{=} Ba(AlO_2)_2 + CO_2\uparrow;$$
$$Al_2O_3 + CaO \overset{t}{=} Ca(AlO_2)_2;$$
$$Al_2O_3 + 2LiOH \overset{t}{=} 2LiAlO_2 + H_2O\uparrow.$$

Пры дабаўленні па кроплях раствору шчолачы да раствору солі алюмінію выпадае белы студзяністы асадак, састаў якога залежыць ад умоў атрымання і можа быць выражаны формулай $Al_2O_3 \cdot xH_2O$. Для прастаты ва ўраўненнях рэакцый мы будзем запісваць яго формулу як $Al(OH)_3$:



$$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow.$$

Калі пры правядзенні гэтай рэакцыі выкарыстаць адваротны парадак злівання раствораў — раствор солі алюмінію па кроплях прыліваць да раствору шчолачы, то ўтварэнне асадку можа не назірацца або назіраецца яго кароткачасовае з'яўленне ў першы момант і наступнае растварэнне. Гэта тлумачыцца амфатэрнымі ўласцівасцямі гідраксіду, які ўтвараецца, — утвораны спачатку асадак $Al(OH)_3$ лёгка раствараецца ў лішку шчолачы з утварэннем добра растваральнай комплекснай солі:



$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl;$$

$$Al(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Al(OH)_6].$$

Лабараторны дослед 10

Амфатэрныя ўласцівасці гідраксіду алюмінію

Атрыманне гідраксіду алюмінію. Наліце ў прабірку раствор сульфату алюмінію аб'ёмам 2—3 $см^3$, адзначце яго афарбоўку. Дабаўце па кроплях у прабірку разбаўлены раствор гідраксіду натрыю (або калію) да ўтварэння асадку.

Вывучэнне ўласцівасцей. Падзяліце асадак прыкладна на роўныя часткі (у асобныя прабіркі). Да першай часткі дабаўце раствор сернай кіслаты, да другой — шчолач да знікнення асадку.

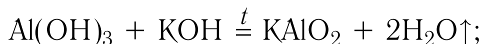
Зрабіце вывад аб кіслотна-асноўных уласцівасцях гідраксіду алюмінію.

Састаўце ўраўненні працякаючых хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе.

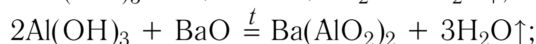
Пры награванні гідраксід алюмінію ператвараецца ў аксід:

$$2Al(OH)_3 \overset{t}{=} Al_2O_3 + 3H_2O\uparrow.$$

Гідраксід алюмінію пры высокай тэмпературы (сплаўленне) рэагуе з асновамі, асноўнымі аксідамі і карбанатамі з утварэннем метаалюмінатаў:



$$Al(OH)_3 + KOH \overset{t}{=} KAlO_2 + 2H_2O\uparrow;$$



$$2Al(OH)_3 + BaO \overset{t}{=} Ba(AlO_2)_2 + 3H_2O\uparrow;$$

$$2Al(OH)_3 + CaCO_3 \overset{t}{=} Ca(AlO_2)_2 + CO_2\uparrow + 3H_2O\uparrow.$$

Прымяненне алюмінію і яго злучэнняў

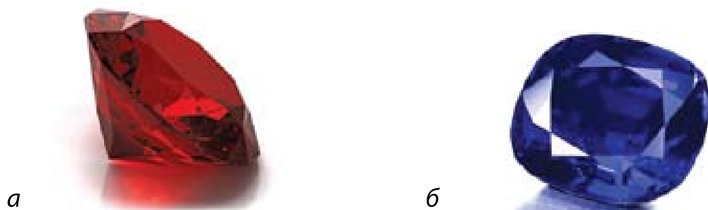
Часцей за ўсё алюміній прымяняецца ў выглядзе металу. Ён выкарыстоўваецца для атрымання лёгкіх сплаваў — асноўнага канструкцыйнага матэрыялу для касмічнай і авіяцыйнай тэхнікі, рачных суднаў і катэраў.

Алюміній валодае высокай электраправоднасцю. Таму яго выкарыстоўваюць у вытворчасці электрычных правадоў і кабеляў.

З-за высокай цеплаправоднасці алюміній і яго сплавы прымяняюць у вытворчасці радыятараў для абагравання і адвядзення цеплаты.

Дробнадысперсны алюмініевы парашок (алюмініевая пудра) выкарыстоўваецца ў якасці пігменту ў фарбах.

Прыродны мінерал *карунд*, які ўяўляе сабой чысты крышталічны аксід алюмінію, з-за высокай цвёрдасці прымяняецца ў якасці абразіўнага матэрыялу. Сінтэтычны аксід алюмінію шырока выкарыстоўваецца ў вытворчасці керамікі, устойлівай да вельмі высокіх тэмператур. Прыродныя монакрышталі аксіду алюмінію (гэта мінералы *рубін*, *сапфір*) з'яўляюцца каштоўнымі камянямі і прымяняюцца ў вытворчасці ювелірных вырабаў (мал. 101).



Мал. 101. Рубін (*а*) і сапфір (*б*)

Вельмі важнае значэнне мае каалініт, велізарныя колькасці якога расходуюцца пры вытворчасці цэменту. На першай стадыі шыхту, што складаецца з гліны, вапняку і дабавак, падвяргаюць абпальванню ў печах, якія верцяцца, пры 1500 °C. Пры гэтым працякаюць складаныя працэсы дэгідратацыі і ўтварэння алюмасілікатаў кальцыю. У выніку ўтвараецца цэментны *клінкер* — вельмі цвёрдыя запечаныя гранулы. Другая стадыя атрымання цэменту — здрабненне клінкеру і атрыманне парашкападобнага цэменту, здольнага неабарачальна цвярдзець пры змешванні з вадой. Велізарныя колькасці цэменту выкарыстоўваюцца ў будаўніцтве.

Алюміній валодае высокай хімічнай актыўнасцю, але яго паверхня пакрыта тонкай аксіднай плёнкай, якая засцерагае метал ад кіслароду і пары вады.

Аксід і гідраксід алюмінію валодаюць амфатэрнымі ўласцівасцямі і рэагуюць з кіслотамі і шчолачамі.

Пытанні і заданні

1. Якое месца па распаўсюджанасці ў зямной кары займае алюміній?

2. Які лік электронаў, пратонаў і нейтронаў змяшчаецца ў атаме нукліду алюмінію-27?

3. Ахарактарызуйце фізічныя ўласцівасці металічнага алюмінію.

4. Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

$Al_2O_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al \rightarrow Al_2S_3 \rightarrow Al(OH)_3$;

$NaAlO_2 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2O_3$.

5. У раствор масай 300 г і масавай доляй гідраксіду натрыю, роўнай 18,0 %, змясцілі алюміній масай 20,0 г. Разлічыце аб'ём (н. у.) вадароду, які вылучыцца пры гэтым.

6. Які лік атамаў змяшчаецца ў алюмініевым кубіку з даўжынёй рабра, роўнай 15,0 мм?

§ 55. Металы груп B

У хімічных элементаў груп B валентнымі з'яўляюцца электроны як знешняга (s-электроны), так і перадзнешняга (d-электроны) узроўняў, а для лантанідаў і актынідаў нават трэцяга звонку (f-электроны) энергетычных узроўняў.

Усе элементы груп B адносяцца да металаў.

Асаблівасці будовы атамаў металаў d-элементаў

Пры руху па перыядзе ў атамаў s- і p-элементаў павелічэнне на адзінку зараду ядра прыводзіць да дабаўлення аднаго электрона на знешні энергетычны ўзровень. У атамах элементаў груп B электроны дабаўляюцца не на знешні, а на перадзнешні (d-элементы) узровень або нават трэці звонку (f-элементы) узровень.

У адрозненне ад s- і p-металаў для металаў груп B характэрны больш шырокі набор магчымых ступеней акіслення (табл. 29) іх атамаў у злучэннях.

Табліца 29. **Электронныя канфігурацыі і ступені акіслення некаторых металаў груп B**

Метал	Канфігурацыя электроннай абалонкі	Праяўляемыя ступені акіслення
Sc	$[Ar]3d^14s^2$	+3
Ti	$[Ar]3d^24s^2$	+3, +4
V	$[Ar]3d^34s^2$	+2, +3, +4, +5

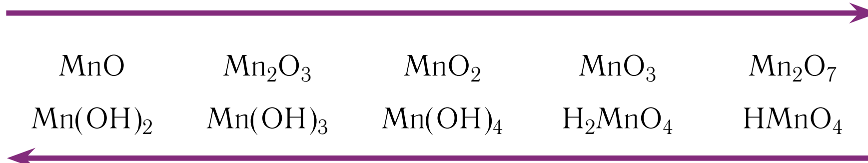
Заканчэнне табліцы 29

Метал	Канфігурацыя электроннай абалонкі	Праяўляемыя ступені акіслення
Cr	**[Ar] $3d^54s^1$**	+2, +3, +6
Mn	[Ar] $3d^54s^2$	+2, +3, +4, +6, +7
Fe	[Ar] $3d^64s^2$	+2, +3, +6
Co	[Ar] $3d^74s^2$	+2, +3
Ni	[Ar] $3d^84s^2$	+2, +3
Cu	**[Ar] $3d^{10}4s^1$**	+1, +2
Zn	[Ar] $3d^{10}4s^2$	+2

Кіслотна-асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў

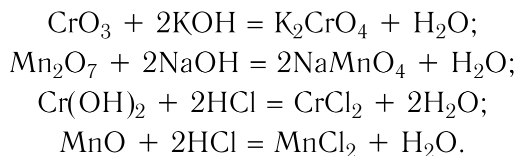
Кіслотна-асноўны характар аксідаў і гідраксідаў металаў, якія праяўляюць у злучэннях пераменную ступень акіслення, змяняецца ад асноўных (метал у ніжэйшай ступені акіслення) праз амфатэрныя (метал у прамежкавай ступені акіслення) да кіслотных (метал у вышэйшай ступені акіслення). Пацверджаннем гэтаму служаць шматлікія аксіды і гідраксіды марганцу.

Узмацненне кіслотных уласцівасцей



Узмацненне асноўных уласцівасцей

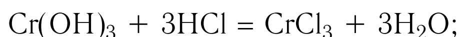
Так, напрыклад, вышэйшыя аксіды і гідраксіды ванадыю, хрому, марганцу і жалеза праяўляюць кіслотныя ўласцівасці, а злучэнні гэтых металаў у ніжэйшай ступені акіслення — асноўныя:



$$CrO_3 + 2KOH = K_2CrO_4 + H_2O;$$
$$Mn_2O_7 + 2NaOH = 2NaMnO_4 + H_2O;$$
$$Cr(OH)_2 + 2HCl = CrCl_2 + 2H_2O;$$
$$MnO + 2HCl = MnCl_2 + H_2O.$$

Аксіды і гідраксіды гэтых элементаў з атамамі металу ў прамежкавай ступені акіслення праяўляюць выражаныя ў рознай ступені амфатэрныя ўласці-

васці. Мацней за ўсё яны ў злучэннях Cr(III), менш — у злучэннях Fe(III) і Mn(III), Mn(IV):



$$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O;$$

$$Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6].$$

Акісляльна-аднаўленчыя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў

Аксіды і гідраксіды, якія змяшчаюць атамы элементаў груп В у максімальнай ступені акіслення, праяўляюць моцныя акісляльныя ўласцівасці. Напрыклад, CrO_3 (H_2CrO_4), Mn_2O_7 ($HMnO_4$) з'яўляюцца вельмі моцнымі акісляльнікамі:

$$8HMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 = 8MnSO_4 + 12H_2O;$$

$$2CrO_3 + 12HCl = 2CrCl_3 + 3Cl_2\uparrow + 6H_2O.$$

Акісляльныя ўласцівасці злучэнняў Mn(VII) выражаны больш моцна, чым злучэнняў Cr(VI). Таксама вельмі моцнымі акісляльнікамі з'яўляюцца злучэнні Co(III) і Ni(III).

Важнейшыя злучэнні металаў груп В

Многія злучэнні элементаў груп В знаходзяць шырокае прымяненне. У табліцы 30 прыведзены кароткія звесткі аб некаторых такіх злучэннях і іх уласцівасцях.

Табліца 30. **Прымяненне некаторых злучэнняў металаў груп В**

Формула	Прымяненне
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	*Медны купарвас* — у сельскай гаспадарцы для барацьбы са шкоднікамі раслін
$KMnO_4$	*Марганцоўка* — у медыцыне, антысептык
MnO_2	Дэпалярызатар у хімічных крыніцах току (марганцава-цынкавыя сухія элементы)
Fe_3O_4	У вытворчасці магнітных лент, запамінальных прыстасаванняў для камп'ютараў
$K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$	*Хромавакаліевыя квасцы* — дубільнае рэчыва ў гарбарнай прамысловасці
NiOOH	У якасці акісляльніка пры вытворчасці нікель-металагідрыдных акумулятараў

Заканчэнне табліцы 30

Формула	Прымяненне
$K_2Cr_2O_7$	*Хромпік* — акісляльнік у хімічных лабараторыях для мыцця посуду
TiO_2	Белы пігмент у вытворчасці фарбаў (тытанавыя бялілы), у харчовай і фармацэўтычнай прамысловасці
Cr_2O_3	Абразіўнае рэчыва ў шліфавальных пастах, пігмент у вытворчасці зялёных фарбаў

Біялагічная роля злучэнняў металаў груп В

Для жывых арганізмаў важным з'яўляецца паступленне ў арганізм невялікіх колькасцей злучэнняў хрому, марганцу, жалеза, кобальту, медзі, цынку і некаторых іншых *d*-элементаў. Іх атамы, як правіла, уваходзяць у састаў складаных ферментатыўных сістэм і ўдзельнічаюць у акісляльна-аднаўленчых працэсах. Аб асаблівай ролі жалеза вы даведаецеся ў наступным параграфе, зараз жа мы коратка раскажам аб ролі хрому, марганцу і медзі.

Трэба адзначыць, што, нягледзячы на даказаную жыццёвую важнасць паступлення злучэнняў названых элементаў у жывыя арганізмы, іх роля ў клетачных працэсах і механізм удзелу вывучаны недастаткова поўна. Для розных элементаў вучоныя па-рознаму падышлі да разумення названых пытанняў, але ў цэлым застаецца шмат незразумелых момантаў.

Напрыклад, вядома, што марганец уваходзіць у састаў 12 ферментаў, медзь — 30, жалеза — 70, а цынк — больш чым у 100 розных ферментаў.

Медзь. Растваральныя злучэнні медзі ў вялікіх колькасцях таксічныя для чалавека і жывёл. У адпаведнасці са стандартам у 1 $дм^3$ пітной вады не павінна змяшчацца больш за 0,0005 г медзі.

Разам з тым медзь патрэбная для жыцця многіх жывёл і раслінных арганізмаў: атамы медзі ўваходзяць у састаў больш за 30 ферментаў і бялкоў (*аксігеназы*, *гідраксілазы* і інш.). Таму невялікія колькасці медзі павінны паступаць у арганізм з вадой або ежай. У арганізме чалавека масай 70 кг змяшчаецца прыкладна 70 мг медзі. Лічыцца, што патрэбнасць дарослага чалавека ў медзі складае 2—3 мг у суткі.

Некаторыя вучоныя лічаць, што дэфіцыт медзі ў арганізме чалавека выклікае з'яўленне сівізны: у цёмных валасах медзі больш, чым у светлых. Таму

герантолагі раюць ужываць багатыя меддзю прадукты — арэхі, яечны жаўток, печань, ржаны хлеб.

Пры дэфіцыце медзі ў арганізме парушаецца абмен жалезам паміж плазмай крыві і эрытрацытамі. Злучэнні медзі неабходныя пры лячэнні анеміі. Вельмі важную ролю адыгрывае медзь у стварэнні *міяліну* — абалонкі нервовых валокнаў.

Медзь паступае ў расліны ў выглядзе раствораных злучэнняў з глебы. Пры яе недахопе расліны дрэнна развіваюцца і могуць загінуць.

У крыві ракападобных і галаваногіх медзь уваходзіць у састаў дыхальнага пігменту гемацыяніну і адыгрывае тую ж ролю, што і жалеза ў саставе гемаглабіну. Злучаючыся з кіслародам, гемацыянін сінее (таму ў смоўжаў «блакітная кроў»), а аддаючы кісларод тканкам — губляе колер.

Хром і марганец. Хром і марганец адносяцца да мікраэлементаў, якія неабходны для нармальнага функцыянавання арганізма чалавека. У арганізме дарослага чалавека змяшчаецца прыкладна 5—6 мг хрому і 20 мг марганцу. Лічаць, што хромзмяшчальныя ферменты паскараюць працэсы абмену вугляводаў. Акрамя гэтага, пры дэфіцыце хрому ў арганізме павялічваецца ўзровень халестэрыну і цукру. Марганец неабходны для эфектыўнага засваення тыяміну (вітаміну B_1), жалеза і медзі. Ферменты, якія змяшчаюць марганец, — *аргіназа* і *халінэстэраза* — выконваюць важныя біялагічныя функцыі.

Злучэнні хрому (асабліва хрому(VI)) вельмі небяспечныя для чалавека і выклікаюць анкалагічныя захворванні. Сярэднясутачная гранічна дапушчальная канцэнтрацыя хрому (у пераліку на CrO_3) у паветры населеных пунктаў складае 0,0015 мг/м^3, а ў пітной вадзе — 0,1 мг/дм^3.

У металаў групп В, якія праяўляюць пераменныя ступені акіслення, кіслотна-асноўны характар аксідаў і гідраксідаў змяняецца ад асноўных (метал у ніжэйшай ступені акіслення) да кіслотных (метал у вышэйшай ступені акіслення). Аксіды і гідраксіды металаў груп В у прамежкавай ступені акіслення праяўляюць амфатэрныя ўласцівасці.

Пытанні і заданні

1. У чым асаблівасць запаўнення электроннай абалонкі атамаў элементаў груп В?

2. Запішыце формулу электроннай канфігурацыі: а) атамаў скандыю, марганцу і тытану; б) іонаў: Zn^{2+}, Cu^{+}, Sc^{3+}.

3. Як змяняецца кіслотна-асноўны характар аксідаў марганцу? Прывядзіце прыклады пяці аксідаў марганцу і назавіце іх кіслотна-асноўны характар.

4. Разлічыце аб'ём раствору гідраксіду калію з малярнай канцэнтрацыяй 0,050 моль/дм^3, неабходны для поўнага асаджэння гідраксіду з раствору, які змяшчае хларыд марганцу(II) масай 20,0 г.

5. Разлічыце максімальны аб'ём (н. у.) серавадароду, які можа паглынуць падкіслены сернай кіслатой раствор, што змяшчае перманганат калію масай 200 мг.

§ 56. Жалеза

Сярод усіх металаў жалеза, відаць, мае найбольш важнае значэнне для чалавека і ўсёй яго гаспадарчай дзейнасці. Успомнім, што ў састаў самага важнага рэчыва крыві — гемаглабіну — уваходзяць атамы жалеза, іх недахоп у арганізме часта не сумяшчальны з жыццём. Аб ролі жалеза ў нашым паўсядзённым жыцці можна меркаваць па вялікай колькасці вырабаў з яго вакол нас.

Хімічны элемент і простае рэчыва

У ядры атама жалеза змяшчаецца 26 пратонаў, электронная абалонка мае канфігурацыю [Ar]$3d^6 4s^2$. У злучэннях жалеза праяўляе ступені акіслення **+2**, **+3** і **+6**. Злучэнні, якія змяшчаюць атамы жалеза ў ступені акіслення **+6**, з'яўляюцца вельмі моцнымі акісляльнікамі і выкарыстоўваюцца надзвычай рэдка.

Мал. 102. Магнітныя ўласцівасці жалеза

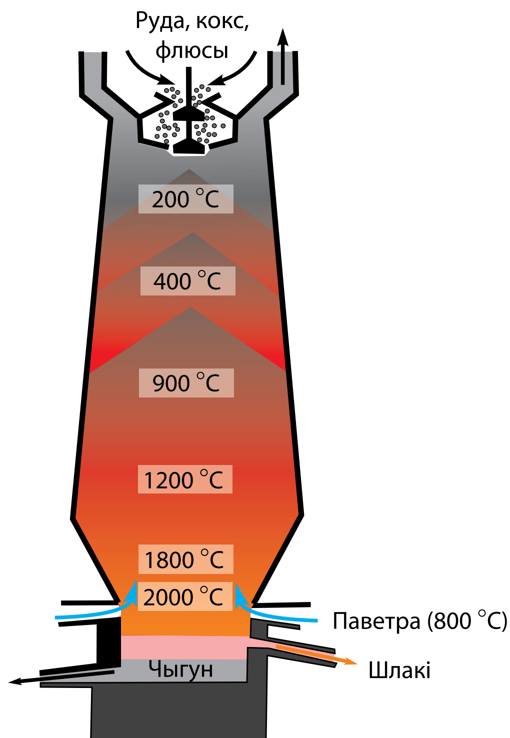
Металічнае жалеза ўяўляе сабой бліскучы серабрыста-белы метал, цяжкі (шчыльнасць 7,87 г/см^3) і тугаплаўкі ($t_{пл}$ = 1535 °С). Характэрнай асаблівасцю з'яўляецца наяўнасць у жалеза і некаторых сплаваў на яго аснове ферамагнітных уласцівасцей (мал. 102). Пры тэмпературы вышэй за 769 °С магнітныя ўласцівасці знікаюць і жалеза становіцца парамагнітным.

Знаходжанне ў прыродзе і атрыманне

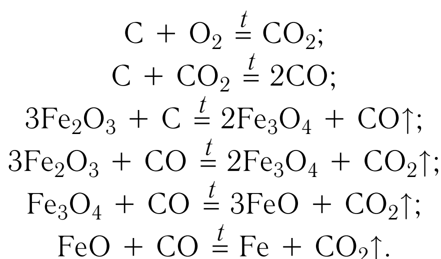
Па распаўсюджанасці ў зямной кары жалеза займае чацвёртае месца (пасля O, Si, Al) і другое месца сярод металаў (пасля Al). Яго масавая доля ў зямной кары складае 4,65 %. У свабодным выглядзе (г. зн. у выглядзе металу) жалеза сустракаецца ў саставе метэарытаў. У зямной кары жалеза знаходзіцца ў выглядзе злучэнняў.

Асноўныя мінералы жалеза — гэта *магнетыт* (або *магнітны жалязняк*) Fe_3O_4, *гематыт* (або *чырвоны жалязняк*) Fe_2O_3, *гётыт* FeOOH, *сідэрыт* $FeCO_3$. Прамысловае значэнне маюць толькі руды, у якіх масавая доля жалеза перавышае 16 %.

Прамысловы працэс атрымання жалеза з руды, які называецца *доменным працэсам*, праводзяць у спецыяльных вертыкальных печах (мал. 103). Доменная печ уяўляе сабой вялікіх памераў канструкцыю вышынёй прыкладна 20—30 м з аб'ёмам да 5000 $м^3$ і з'яўляецца ўстройствам бесперапыннага дзеяння. Зверху ў печ падаецца шыхта́, у састаў якой уваходзяць канцэнтрат жалезнай руды, кокс, флюсы ($CaCO_3$, $MgCO_3$). Знізу ў печ удзімаюць абагачанае кіслародам паветра. Пры высокай тэмпературы (больш за 1500 °C) у печы працякаюць складаныя гетэрагенныя працэсы, у выніку якіх з руды паслядоўна аднаўляецца жалеза ($Fe_2O_3 \rightarrow Fe_3O_4 \rightarrow FeO \rightarrow$ $\rightarrow Fe$) да металічнага:

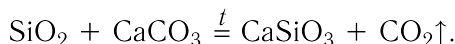


Мал. 103. Схема доменнага працэсу



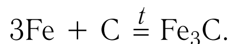
$$C + O_2 \overset{t}{=} CO_2;$$
$$C + CO_2 \overset{t}{=} 2CO;$$
$$3Fe_2O_3 + C \overset{t}{=} 2Fe_3O_4 + CO\uparrow;$$
$$3Fe_2O_3 + CO \overset{t}{=} 2Fe_3O_4 + CO_2\uparrow;$$
$$Fe_3O_4 + CO \overset{t}{=} 3FeO + CO_2\uparrow;$$
$$FeO + CO \overset{t}{=} Fe + CO_2\uparrow.$$

Флюсы пры ўзаемадзеянні з прымесямі (злучэнні Si, P, S) ператвараюцца ў легкаплаўкія шлакі, якія маюць нізкую шчыльнасць і таму ўсплываюць на паверхню расплаўленага жалеза:



$$SiO_2 + CaCO_3 \overset{t}{=} CaSiO_3 + CO_2\uparrow.$$

Кокс, які змяшчаецца ў шыхце, раствараецца ў расплаўленым жалезе і таму ў доменным працэсе атрымліваецца *чыгун* — сплаў жалеза, у якім масавая доля вугляроду перавышае 2 %. Пры высокой тэмпературы жалеза рэагуе з вугляродам і ўтвараецца карбід жалеза (*цэментыт*):

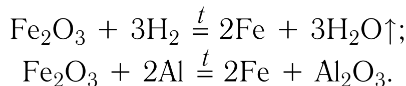


$$3Fe + C \overset{t}{=} Fe_3C.$$

Адмоўная ўласцівасць чыгуну — яго крохкасць: калі ўдарыць па ім, ён лопаецца і растрэскваецца. Таму з чыгуну нельга вырабляць тыя вырабы, якія падвяргаюцца такім нагрузкам.

Асноўная маса чыгуну, які выпрабляецца, ідзе на вытворчасць *сталі* — сплаву жалеза, у якім масавая доля вугляроду не перавышае 2 %. У працэсе выплаўкі сталі з чыгуну выдаляецца лішкавая колькасць вугляроду і іншых неметалаў (Si, P, S, N), якія адмоўна ўплываюць на яе ўласцівасці. Гэта ажыццяўляецца шляхам прадування праз расплаўлены чыгун кіслароду. Пры гэтым жалеза часткова ператвараецца ў аксід FeO, які ў такіх умовах актыўна акісляе прымесі і сам аднаўляецца да жалеза.

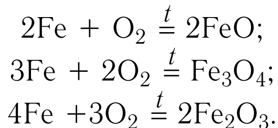
У лабараторных умовах невялікія колькасці жалеза лёгка атрымліваюцца пры аднаўленні яго аксідаў вадародам або алюмініем:



$$Fe_2O_3 + 3H_2 \overset{t}{=} 2Fe + 3H_2O\uparrow;$$
$$Fe_2O_3 + 2Al \overset{t}{=} 2Fe + Al_2O_3.$$

Хімічныя ўласцівасці жалеза

Жалеза — метал з умеранай хімічнай актыўнасцю. У сухім паветры масіўнае жалеза ўстойлівае прыкладна да 200 °C. Пры далейшым награванні ў атмасферы, якая змяшчае кіслород, адбываецца акісленне жалеза. Састаў прадуктаў залежыць ад умоў правядзення рэакцыі:

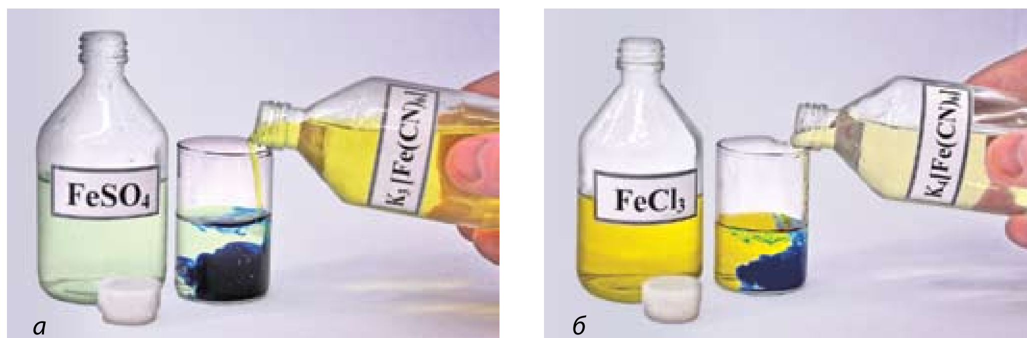


$$2Fe + O_2 \overset{t}{=} 2FeO;$$
$$3Fe + 2O_2 \overset{t}{=} Fe_3O_4;$$
$$4Fe + 3O_2 \overset{t}{=} 2Fe_2O_3.$$

Пры награванні жалеза рэагуе з серай, галагенамі:

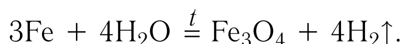
$$Fe + S \overset{t}{=} FeS; \qquad 2Fe + 3Br_2 \overset{t}{=} 2FeBr_3.$$

Пры пакаёвай тэмпературы жалеза не рэагуе з вадой і растворамі шчолачаў. Канцэнтраваныя растворы азотнай і сернай кіслот пасівіруюць паверхню жалеза, і яно ў іх не раствараецца.



Мал. 104. Якасныя рэакцыі на іоны Fe(II) і Fe(III)

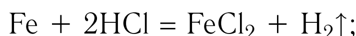
Пры высокай тэмпературы жалеза рэагуе з парай вады:



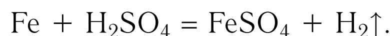
$$3Fe + 4H_2O \overset{t}{=} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow.$$

Гэты працэс раней шырока выкарыстоўваўся для атрымання вадароду.

У разбаўленых салянай і сернай кіслотах жалеза лёгка раствараецца з утварэннем адпаведных солей жалеза(II):

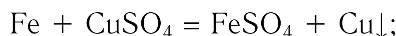


$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow;$$

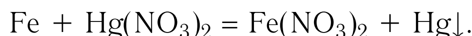


$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow.$$

Жалеза выцясняе малаактыўныя металы (Cu, Ag, Hg і інш.) з раствораў іх солей. Жалезны цвік становіцца цагельна-чырвонага колеру пры апусканні ў раствор сульфату медзі(II) і серабрыстага — пры апусканні ў раствор нітрату ртуці(II):

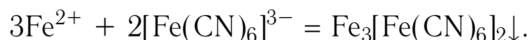


$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow;$$



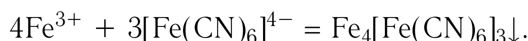
$$Fe + Hg(NO_3)_2 = Fe(NO_3)_2 + Hg\downarrow.$$

Для якаснага выяўлення ў растворы іонаў жалеза Fe^{2+} можна выкарыстоўваць $K_3[Fe(CN)_6]$ (гэтае рэчыва мае трывіяльную назву *чырвоная крывяная соль*), з якім яны ўтвараюць сіні асадак (мал. 104, *а*):



$$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow.$$

Для выяўлення іонаў Fe^{3+} можна выкарыстоўваць $K_4[Fe(CN)_6]$ (гэтае рэчыва мае трывіяльную назву *жоўтая крывяная соль*), з якім яны ўтвараюць сіні асадак (мал. 104, *б*):



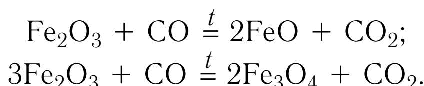
$$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow.$$

Аксіды, гідраксіды і солі жалеза

У жалеза вядомыя аксіды FeO, Fe_2O_3 і Fe_3O_4. Першым двум адпавядаюць два гідраксіды: амаль белы $Fe(OH)_2$ і карычневы $Fe(OH)_3$. Апошні гідраксід мае нестэхіяметрычны састаў і больш правільна было б запісваць яго формулу ў выглядзе $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$.

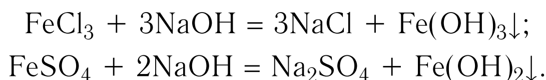
У формульнай адзінцы аксіду жалеза(II, III) Fe_3O_4 (або $FeO \cdot Fe_2O_3$) адзін атам жалеза мае ступень акіслення **+2**, а два астатніх — **+3**.

Аксіды атрымліваюцца пры акісленні жалеза кіслародам або аднаўленні Fe_2O_3 пры пэўных умовах:



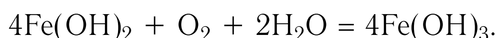
$$Fe_2O_3 + CO \overset{t}{=} 2FeO + CO_2;$$
$$3Fe_2O_3 + CO \overset{t}{=} 2Fe_3O_4 + CO_2.$$

Гідраксіды ўтвараюцца ў выглядзе асадкаў пры зліванні адпаведных солей з растворам шчолачы:



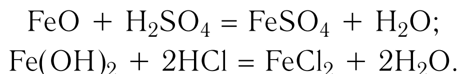
$$FeCl_3 + 3NaOH = 3NaCl + Fe(OH)_3\downarrow;$$
$$FeSO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + Fe(OH)_2\downarrow.$$

Атрымаць практычна чысты $Fe(OH)_2$ вельмі складана. Пры змешванні раствораў солі жалеза(II) і шчолачы замест белага $Fe(OH)_2$ утвараецца бруднаzялёны асадак, які ўяўляе сабой складаную сумесь $Fe(OH)_2$ з прадуктамі яго акіслення кіслародам:



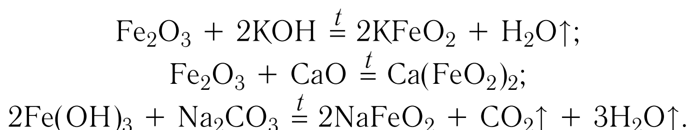
$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3.$$

Аксід і гідраксід жалеза(II) праяўляюць характэрныя асноўныя ўласцівасці — не рэагуюць са шчолачамі, лёгка раствараюцца ў кіслотах з утварэннем адпаведных солей:



$$FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O;$$
$$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O.$$

У аксіду і гідраксіду жалеза(III) ёсць слаба выражаныя амфатэрныя ўласцівасці. У разбаўленых растворах шчолачаў Fe_2O_3 і $Fe(OH)_3$ практычна не раствараюцца, але пры сплаўленні з цвёрдымі шчолачамі, асноўнымі аксідамі або карбанатамі лёгка ўтвараюць ферыты:



$$Fe_2O_3 + 2KOH \overset{t}{=} 2KFeO_2 + H_2O\uparrow;$$
$$Fe_2O_3 + CaO \overset{t}{=} Ca(FeO_2)_2;$$
$$2Fe(OH)_3 + Na_2CO_3 \overset{t}{=} 2NaFeO_2 + CO_2\uparrow + 3H_2O\uparrow.$$

Лабараторны дослед 11

Выяўленне іонаў жалеза(II) і жалеза(III) у растворы

У дзве прабіркі наліце растворы солей жалеза: у першую — свежапрыгатаваны раствор сульфату жалеза(II), а ў другую — хларыду жалеза(III) аб'ёмам 1–2 см^3.

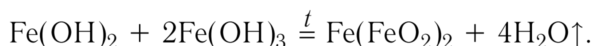
У абедзве прабіркі прыліце па 2–3 кроплі разбаўленага раствору гідраксіду натрыю. Адзначце афарбоўку асадкаў, якія першапачаткова выпалі, у абедзвюх прабірках.

Старанна перамяшайце змесціва рэакцыйнай сумесі ў першай прабірцы так, каб асадак максімальна судакранаўся з паветрам. Адзначце змяненне афарбоўкі асадку праз некаторы час.

З дапамогай гэтых рэакцый вы змаглі выявіць і адрозніць у растворы іоны жалеза(II) і жалеза(III).

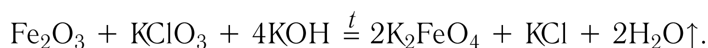
Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый, якія працякалі, у малекулярным выглядзе з улікам таго, што змяненне колеру асадку ў прабірцы з сульфатам жалеза(II) атрымліваецца пад уздзеяннем кіслароду паветра.

Аксід жалеза(II, III) Fe_3O_4 можна разглядаць як *ферыт жалеза(II)* — $Fe(FeO_2)_2$, атрымаць які можна награваннем стэхіяметрычнай сумесі $Fe(OH)_2$ і $Fe(OH)_3$:



$$Fe(OH)_2 + 2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe(FeO_2)_2 + 4H_2O\uparrow.$$

Пры сплаўленні аксіду або гідраксіду жалеза(III) з моцнымі акісляльнікамі (напрыклад $KClO_3$) у шчолачным асяроддзі ўтвараюцца злучэнні жалеза(VI) — солі не вылучанай у свабодным стане жалезнай кіслаты H_2FeO_4 — *фераты*:



$$Fe_2O_3 + KClO_3 + 4KOH \overset{t}{=} 2K_2FeO_4 + KCl + 2H_2O\uparrow.$$

Прымяненне жалеза і яго злучэнняў

Жалеза — асноўны канструкцыйны матэрыял. Чыгун і сталь шырока выкарыстоўваюцца ў вытворчасці станкоў, дэталей машын і механізмаў, а таксама пры вырабе кузаваў аўтамашын, рухомага саставу і рэек чыгуначнага транспарту, жалезабетонных канструкцый і г. д.

Увядзенне невялікіх колькасцей некаторых іншых металаў у сталь, яе лігіраванне дазваляюць атрымліваць матэрыялы з унікальнымі ўласцівасцямі. Так, напрыклад, дабаўка вальфраму надае сталі гарачаўстойлівасць і здольнасць працаваць пры высокіх тэмпературах, не падвяргаючыся хімічнай карозіі. З увядзеннем хрому і нікелю атрымліваюць *нержавеючыя сталі* («нержавей-

ку»), устойлівыя да атмасфернай карозіі, а таксама ў больш агрэсіўных асяроддзях. Сталь, лігіраваная ванадыем, выкарыстоўваецца пры вытворчасці інструментаў.

Аксід Fe_2O_3 выкарыстоўваецца як пігмент у вытворчасці фарб (*охра*).

Роля злучэнняў жалеза ў жывой прыродзе

Жалеза адносіцца да жыццёва важных або незамянімых элементаў. Масавая доля жалеза ў арганізмах жывотных складае каля 0,01 %. У арганізме чалавека змяшчаецца каля 5 г жалеза, галоўным чынам у саставе *гемаглабіну* крыві. Атам жалеза ўваходзіць у састаў гемаглабіну, які пераносіць кісларод з лёгкіх у тканкі. Акісляльна-аднаўленчыя працэсы ў арганізме чалавека і жывёл з'яўляюцца галоўнай крыніцай энергіі. Перанос электронаў у гэтым працэсе ажыццяўляецца з дапамогай жалезазмяшчальных ферментаў — *цытахромаў*. Атамы жалеза ўваходзяць у састаў ферменту *каталазы*, які паскарае раскладанне пераксіду вадароду. Другі жалезазмяшчальны фермент — *пераксідаза* — паскарае рэакцыі акіслення арганічных рэчываў пераксідам вадароду.

Сутачная патрэбнасць чалавека ў жалезе складае каля 0,015 г. Недахоп жалеза ў арганізме прыводзіць да захворвання крыві — анеміі.

У злучэннях жалеза праяўляе ступені акіслення +2, +3 і +6.

Аксід і гідраксід жалеза(II) праяўляюць асноўныя ўласцівасці. У аксіду і гідраксіду жалеза(III) прысутнічаюць слаба выражаныя амфатэрныя ўласцівасці.

Пытанні і заданні

1. Назавіце тры першых па распаўсюджанасці ў зямной кары металы.

2. Састаўце малекулярныя і іонна-малекулярныя ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна атрымаць $Fe(OH)_2$ і $Fe(OH)_3$ з адпаведных гэтым гідраксідам асноўных аксідаў.

3. З якой мэтай у састаў сталі ўводзяць вальфрам, хром, нікель?

4. Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:

$FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3$;

$Fe_3O_4 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe_2O_3$.

5. Для прыгатавання раствору сульфату жалеза ў лабараторыі часта выкарыстоўваюць жалезны купарвас — $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Разлічыце масу жалезнага купарвасу, неабходнага для прыгатавання 4,0 кг раствору з масавай доляй сульфату жалеза(II), роўнай 0,66 %.

Практычная работа 4

Рашэнне эксперыментальных задач па тэме «Металы»

Варыянт I

Задача 1. У выдадзеных вам прабірках знаходяцца растворы гідраксіду натрыю, хларыду кальцыю і сульфату натрыю. Вызначце доследным шляхам, якое рэчыва знаходзіцца ў кожнай прабірцы. Для распазнавання рэчываў правядзіце якасныя рэакцыі на катыёны або аніёны, якія змяшчаюцца ў растворах. Састаўце ўраўненні рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе.

Задача 2. З кусочка меднага дроту зрабіце маленькую спіраль і замацуйце яе ў трымальніку. Нагрэйце спіраль на полымі спіртоўкі і адзначце змяненні, якія адбыліся. Састаўце ўраўненні хімічнай рэакцыі, назавіце акісляльнік і адноўнік. Затым унясіце нагрэтую спіраль у саляную кіслату (або раствор сернай кіслаты) і адзначце змяненні. Назавіце прыкметы хімічнай рэакцыі. Растлумачце змяненні, якія назіраюцца. Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе.

Задача 3. Зыходзячы з хларыду алюмінію, атрымайце гідраксід алюмінію і дакажыце яго амфатэрнасць. Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе, зрабіце вывад.

Варыянт II

Задача 1. У выдадзеных вам прабірках знаходзяцца растворы гідраксіду кальцыю, сульфату калію і хларыду барыю. Вызначце доследным шляхам, якое рэчыва знаходзіцца ў кожнай прабірцы. Для распазнавання рэчываў правядзіце якасныя рэакцыі на катыёны або аніёны, якія змяшчаюцца ў растворах. Састаўце ўраўненні рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе.

Задача 2. У кожную з трох прабірак змясціце раствор аб'ёмам 1—2 $см^3$: у першую — сульфату медзі(II), у другую — нітрату свінцу(II), у трэцюю — сульфату жалеза(II). У кожную прабірку дабаўце па маленькай грануле алюмінію (або кавалка алюмініевай фольгі). Растлумачце яўленні, якія назіраюцца. Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый, назавіце акісляльнік і адноўнік.

Задача 3. Зыходзячы з хларыду цынку, атрымайце гідраксід цынку і дакажыце яго амфатэрнасць. Састаўце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе, зрабіце вывад.

ПРАДМЕТНЫ ПАКАЗАЛЬНІК

Р

С

Т

У

Ф

АДКАЗЫ ДА ЗАДАННЯЎ

Раздзел I. Важнейшыя класы неарганічных рэчываў

§ 2. **4.** 0,2 моль; 14,8 г.
5. $1,204 \cdot 10^{23}$; 16 г.
6. 41,29 %.

§ 3. **6.** 50,91 %.

Раздзел II. Асноўныя паняцці і законы хіміі

§ 4. **5. а)** $7,64 \cdot 10^{-23}$ г; **б)** $1,495 \cdot 10^{-22}$ г; **в)** $2,176 \cdot 10^{-22}$ г; **г)** $2,276 \cdot 10^{-22}$ г.
6. а) He; **б)** N; **в)** K; **г)** Ac.
7. У 15,9 раза.

§ 5. **7.** 0,97 г/см^3.

§ 6. **1.** 17 г/моль; 17.
2. а) $6,69 \cdot 10^{24}$; **б)** $1,34 \cdot 10^{25}$ і $6,69 \cdot 10^{24}$.
3. $1,54 \cdot 10^{23}$ Na^+; $1,54 \cdot 10^{23}$ Cl^-.
4. а) 5 моль; **б)** 5 моль; **в)** 1,25 моль; **г)** 1 моль.
5. а) $4,65 \cdot 10^{-23}$ г; **б)** $5,32 \cdot 10^{-23}$ г; **в)** $9,97 \cdot 10^{-23}$ г.
6. а) не; **б)** так; **в)** так.

§ 7. **3.** $1,67 \cdot 10^{15}$ с.
4. а) $w(H) = 2$ %; $w(S) = 32,7$ %; $w(O) = 65,3$ %; **б)** $w(N) = 82,4$ %; $w(H) = 17,6$ %; **в)** $w(C) = 27,3$ %; $w(O) = 72,7$ %; **г)** $w(C) = 40$ %; $w(H) = 6,7$ %; $w(O) = 53,3$ %.
5. $KMnO_4$.
6. $C_6H_8O_6$.
7. C_3H_6.

§ 8. **3. а)** 44,8 дм^3; **б)** 5,6 дм^3.
4. 7,84 дм^3.
5. 46 г/моль.
6. Al — 69,2 %; Mg — 30,8 %.
7. а) $c(H_2) = 0,0333$ моль/дм^3; **б)** $c(O_2) = 0,0021$ моль/дм^3; **в)** $c(CH_4) = 0,0042$ моль/дм^3.

§ 9. **1. а)** 35,5; **б)** 2,218; **в)** 2,248.
2. 0,152 г.
3. 224 дм^3 O_2; 134,4 дм^3 CO_2; 144 г H_2O.
4. 400 дм^3 O_2; 200 дм^3 CO_2.
5. 0,2 моль O_2; 4,48 дм^3 O_2; 4,48 дм^3 SO_2.
6. 112 дм^3 H_2; 5 моль S; 160 г S.

§ 10. **1. а)** 0,01 моль; $0,06 \cdot 10^{23}$; **б)** 0,2 моль; $3,612 \cdot 10^{23}$; **в)** 0,5 моль; $1,505 \cdot 10^{24}$; **г)** 0,25 моль; $3,61 \cdot 10^{24}$.
2. Al_2S_3.
3. N_2H_4.
4. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.
5. 25,6 г; 25,6; 6,72 дм^3 SO_3.
6. $KClO_3$.
7. C_2H_6O.

Раздзел III. Будова атама і перыядычны закон

§ 11. **3.** 63,54.
6. $6,02 \cdot 10^{23}$.

§ 12. **6.** $1,397 \cdot 10^{25}$.

§ 15. **7.** 3,2 дм^3.

§ 16. **5.** Ca.
6. Al.

Раздзел IV. Хімічная сувязь і будова рэчыва

§ 18. **7.** NH_4NO_2.

§ 20. **5.** $w(Al) = 17,3$ %; $w(Al_2O_3) = 82,7$ %.
6. Зменшыцца ў 3 разы.

§ 21. **7.** 13,04 г; 73.

§ 22. **8.** Pb.

Раздзел V. Хімічныя рэакцыі

§ 25. **3.** 240,4 кДж.
4. +2600 кДж.
5. 1,12 дм^3.
6. +297 кДж.
7. −178 кДж.

§ 26. **4.** 0,01 моль/дм$^3 \cdot$ с.

6. 0,005 моль/дм$^3 \cdot$с; канцэнтрацыя газу B зменшылася на 0,2 моль/дм^3, а газу C — павялічылася на 0,1 моль/дм^3.
§ 28. 5. Улева; павялічыць.
6. Управа; павялічыць.
7. а) управа; **б)** управа; **в)** улева; **г)** улева.

Раздзел VI. Хімія раствораў

§ 30. 4. 73 г на 100 г H_2O.
5. 182,7 г.
6. 31,5 г.
7. Зменшылася на 70 г.
§ 31. 2. а) 0,2 моль/дм^3; **б)** 1 моль/дм^3.
3. 18,75 %; 2 моль/дм^3.
4. 4,96 дм^3.
5. 140 см^3.
6. 20 г.
7. 36 %.
§ 32. 2. 70 %.
6. 4,86 моль.
8. 1,2 моль/дм^3.
§ 33. 5. Дастаткова.
6. Сіняя.
7. 0,4 моль; 2,4 моль.
§ 34. 4. Не хопіць. pH менш за 7.
5. 16,8 г.
6. 280 г.
7. pH = 2.

Раздзел VII. Неметалы

§ 35. 5. 18 г H_2O, 0,5 моль O_2.
6. 427 дм^3.
§ 36. 3. 325 г, 1,4 кг.
4. 4,8 кДж.
5. 0,69 моль; 1,25 моль.
§ 37. 3. у 1,3 раза; у 2,44 раза.
5. 2 моль.
6. 210 г.
§ 38. 2. 0,64.
5. 0,05 моль.
6. 2,6 %.
§ 39. 2. 3,2 г серы; 0,1 моль SO_3.
4. 18,6 г, ~0,08 моль.
6. 11 см^3.
§ 40. 2. 0,85.
3. 45 %.
4. 1,5 моль; 33,6 дм^3.
6. 7,68 г; 2,69 дм^3; 0,12 моль.
§ 41. 4. 868 г.
6. 10 г.
§ 42. 3. 286,7 дм^3.
4. 0,05 моль.
5. 10 моль/дм^3; 52 %.
§ 43. 2. а) 0,5 моль; **б)** 5,3 моль.
5. а) 22,4 дм^3; **б)** 112 дм^3.
6. 2,5 моль; 80 г; 56 дм^3.
7. 331, 5 дм^3.
§ 44. 2. 355 г.
6. 0,3 моль.
7. 93,1 кг.
§ 45. 3. 0,27.
4. 236 кг.
6. 1,4 моль/дм^3.
§ 46. 3. 65 %.
4. 17083 кДж.
6. 128 г.
§ 47. 6. SiO_2, 2,6 % .
7. 9,68 м^2.
§ 48. 3. 83 %.
6. 0,4 моль; 31,2 г H_2SiO_3; 0,4 моль SiO_2.

Раздзел VIII. Металы

§ 49. 5. $1{,}39 \cdot 10^{21}$.
6. 124,9 дм^3.
§ 50. 4. 270 г.
6. 6,20 дм^3.
§ 51. 6. 268.
§ 52. 3. 990 кг.
4. 585 кг. **5.** 4,78 м^3.
§ 53. 4. 34,0 кг.
5. 13,3 дм^3.
§ 54. 5. 24,9 дм^3.
6. $2{,}0 \cdot 10^{23}$.
§ 55. 4. 6,35 дм^3.
5. 17,7 см^3.
§ 56. 5. 48,4 кг.

ЗМЕСТ

(Назва ўстановы адукацыі)

Навучальны год	Імя і прозвішча вучня	Стан падручніка пры атрыманні	Адзнака вучню за карыстанне падручнікам
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Вучэбнае выданне

Шымановіч Ігар Яўгенавіч
Васілеўская Алена Іванаўна
Красіцкі Васіль Анатольевіч і інш.

Хімія

Падручнік для 10 класа ўстаноў агульнай сярэдняй адукацыі
з беларускай мовай навучання

Рэдактар *А. Ф. Конышава*
Мастак вокладкі *К. К. Шастоўскі*
Мастакі *Н. А. Хромава, К. К. Шастоўскі*
Камп'ютарны набор *А. Ф. Конышава, В. Ю. Лагун*
Камп'ютарная вёрстка *В. Ю. Лагун*
Карэктар *Л. В. Суцягіна*

Падпісана ў друк 10.06.2013. Фармат 70×90 $^{1}/_{16}$.
Папера афсетная № 1. Друк афсетны.
Ум. друк. арк. 21,65+0,29 форз. Ул.-выд. арк. 15,6+0,4 форз.
Тыраж 16 750 экз. Заказ .

РУП «Выдавецтва "Адукацыя і выхаванне"».
ЛИ № 02330/639 ад 31.01.2012. Вул. Будзённага, 21, 220070, г. Мінск.

ААТ «Паліграфічны камбінат імя Якуба Коласа».
ЛП № 02330/0150496 ад 11.03.2009. Вул. Чырвоная, 23, 220600, г. Мінск.

ПЕРЫЯДЫЧНАЯ СІСТЭМА ХІМІЧНЫХ ЭЛЕМЕНТАЎ Д. І. МЕНДЗЯЛЕЕВА

Перыядычны закон Д. І. Мендзялеева

Уласцівасці атамаў хімічных элементаў, а таксама састаў і ўласцівасці ўтвараемых імі рэчываў знаходзяцца ў перыядычнай залежнасці ад зарадаў атамных ядраў.

ГРУПЫ ЭЛЕМЕНТАЎ

Перыяды	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1,00794 1 H ВАДАРОД																	4,0026 2 He ГЕЛІЙ
2	6,941 3 Li ЛІТЫЙ	9,0122 4 Be БЕРЫЛІЙ											10,811 5 B БОР	12,011 6 C ВУГЛЯРОД	14,007 7 N АЗОТ	15,9994 8 O КІСЛАРОД	18,9984 9 F ФТОР	20,1797 10 Ne НЕОН
3	22,9898 11 Na НАТРЫЙ	24,305 12 Mg МАГНІЙ											26,9815 13 Al АЛЮМІНІЙ	28,086 14 Si КРЭМНІЙ	30,9738 15 P ФОСФАР	32,066 16 S СЕРА	35,452 17 Cl ХЛОР	39,948 18 Ar АРГОН
4	39,0983 19 K КАЛІЙ	40,078 20 Ca КАЛЬЦЫЙ	44,956 21 Sc СКАНДЫЙ	47,87 22 Ti ТЫТАН	50,942 23 V ВАНАДЫЙ	51,996 24 Cr ХРОМ	54,938 25 Mn МАРГАНЕЦ	55,845 26 Fe ЖАЛЕЗА	58,933 27 Co КОБАЛЬТ	58,693 28 Ni НІКЕЛЬ	63,546 29 Cu МЕДЗЬ	65,39 30 Zn ЦЫНК	69,723 31 Ga ГАЛІЙ	72,61 32 Ge ГЕРМАНІЙ	74,922 33 As МЫШ'ЯК	78,96 34 Se СЕЛЕН	79,904 35 Br БРОМ	83,80 36 Kr КРЫПТОН
5	85,468 37 Rb РУБІДЫЙ	87,62 38 Sr СТРОНЦЫЙ	88,906 39 Y ІТРЫЙ	91,224 40 Zr ЦЫРКОНІЙ	92,906 41 Nb НІОБІЙ	95,94 42 Mo МАЛІБДЭН	[98] 43 Tc ТЭХНЕЦЫЙ	101,07 44 Ru РУТЭНІЙ	102,905 45 Rh РОДЫЙ	106,42 46 Pd ПАЛАДЫЙ	107,868 47 Ag СЕРАБРО	112,411 48 Cd КАДМІЙ	114,82 49 In ІНДЫЙ	118,71 50 Sn ВОЛАВА	121,76 51 Sb СУРМА	127,60 52 Te ТЭЛУР	126,904 53 I ЁД	131,29 54 Xe КСЕНОН
6	132,905 55 Cs ЦЭЗІЙ	137,327 56 Ba БАРЫЙ	57-71	178,49 72 Hf ГАФНІЙ	180,9479 73 Ta ТАНТАЛ	183,85 74 W ВАЛЬФРАМ	186,207 75 Re РЭНІЙ	190,2 76 Os ОСМІЙ	192,22 77 Ir ІРЫДЫЙ	195,08 78 Pt ПЛАЦІНА	196,96654 79 Au ЗОЛАТА	200,59 80 Hg РТУЦЬ	204,3833 81 Tl ТАЛІЙ	207,2 82 Pb СВІНЕЦ	208,98037 83 Bi ВІСМУТ	208,9824 84 Po ПАЛОНІЙ	209,9871 85 At АСТАТ	222,0176 86 Rn РАДОН
7	[223] 87 Fr ФРАНЦЫЙ	[226] 88 Ra РАДЫЙ	89-103	[261] 104 Rf РЭЗЕРФАРДЫЙ	[262] 105 Db ДУБНІЙ	[266] 106 Sg СІБОРГІЙ	[264] 107 Bh БОРЫЙ	[269] 108 Hs ХАСІЙ	[268] 109 Mt МЭЙТНЭРЫЙ	[271] 110 Ds ДАРМШТАДТЫЙ	[272] 111 Rg РЭНТГЕНІЙ	[277] 112 Cn КАПЕРНІКІЙ	[284] 113 Uut	[287] 114 Fl ФЛЁРАВІЙ	[288] 115 Uup	[291] 116 Lv ЛІВЕРМОРЫЙ	[293] 117 Uus	[293] 118 Uuo

Лантаніды

138,9055 57 La ЛАНТАН	140,115 58 Ce ЦЭРЫЙ	140,907 59 Pr ПРАЗЕАДЫМ	144,24 60 Nd НЕАДЫМ	144,913 61 Pm ПРАМЕТЫЙ	150,36 62 Sm САМАРЫЙ	151,965 63 Eu ЕЎРОПІЙ	157,25 64 Gd ГАДАЛІНІЙ	158,92534 65 Tb ТЭРБІЙ	162,50 66 Dy ДЫСПРОЗІЙ	164,93032 67 Ho ГОЛЬМІЙ	167,26 68 Er ЭРБІЙ	168,93421 69 Tm ТУЛІЙ	173,04 70 Yb ІТЭРБІЙ	174,967 71 Lu ЛЮТЭЦЫЙ

Актыніды

[227] 89 Ac АКТЫНІЙ	232,0381 90 Th ТОРЫЙ	231,0359 91 Pa ПРАТАКТЫНІЙ	238,0289 92 U УРАН	237,0482 93 Np НЕПТУНІЙ	244,0642 94 Pu ПЛУТОНІЙ	243,0614 95 Am АМЕРЫЦЫЙ	247,0703 96 Cm КЮРЫЙ	247,0703 97 Bk БЕРКЛІЙ	251,0796 98 Cf КАЛІФОРНІЙ	252,083 99 Es ЭЙНШТЭЙНІЙ	257,0951 100 Fm ФЕРМІЙ	258,099 101 Md МЕНДЗЯЛЕВІЙ	259,1009 102 No НОБЕЛІЙ	260,105 103 Lr ЛАЎРЭНСІЙ

- *s*-элементы
- *p*-элементы
- *d*-элементы
- *f*-элементы

ТАБЛІЦА РАСТВАРАЛЬНАСЦІ СОЛЕЙ, КІСЛОТ І АСНОЎ У ВАДЗЕ

Аніёны	Катыёны																		
	Li^+	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	NH_4^+	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	H^+	
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Р	Р	Моцныя кіслоты
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	М	Р	
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Н	-	Н	Н	Р	
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	-	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	-	Р	Слабыя кіслоты
F^-	М	Р	Р		Н	М	Р	М	Р	Р	Р	М	Р	Н	Р	Р	-	Р	
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	Р	-	-	-	Р	Р	М	-	Р	
$HCOO^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
PO_4^{3-}	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
CO_3^{2-}	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р	-	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
S^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	-	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
SiO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-	Р	
OH^-	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	H_2O	
	Моцныя асновы						Слабыя асновы												

Р - растваральныя Н - нерастваральныя М - малараставаральныя - - не існуюць у водным растворы

РАД АКТЫЎНАСЦІ МЕТАЛАЎ